

Министерство образования Российской Федерации

Владивостокский государственный университет
экономики и сервиса

Л.В. БЕЛОУС

ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Лабораторный практикум по неорганической химии
для студентов I курса

Владивосток
Издательство ВГУЭС
2003

Рецензенты: Пластун В.И., канд. хим. наук,
доцент, каф. общей и биорганической
химии ВГМУ;
Михальченко Т.К., канд. хим. наук,
доцент, каф. ФХ и ПМ ВГУЭС

Белоус Л.В.
Б 43 ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИ-
ЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ: Лабораторный практикум по
неорганической химии. – Владивосток: Изд-во ВГУЭС,
2003. – 28 с.

Для глубокого изучения химии как науки, обоснованной на эксперименте, необходимо выполнение лабораторных работ. Их тематика определяется программой данного курса химии. Студенты выполняют лабораторные работы, пользуясь соответствующими методическими указаниями.

Методические указания являются руководством для подготовки к лабораторно-практическим занятиям по курсу неорганической химии для студентов нехимических специальностей высших учебных заведений и состоят из двух частей: теоретической и экспериментальной.

Изучение теоретической части позволит студенту освоить данную тему и химически грамотно выполнить эксперимент. В экспериментальной части приводится подробная методика выполнения опытов. Приведенные эталоны решения задач, контрольные вопросы и список рекомендуемой литературы помогут студентам освоить теоретический материал и успешно защитить лабораторную работу.

Для студентов 1 курса нехимических специальностей.

ББК 24

Печатается по решению РИСО ВГУЭС

© Издательство Владивостокского
государственного университета
экономики и сервиса, 2003

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ, ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ (ИЗМЕНЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ ΔH) РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ, ГИДРАТАЦИИ ИЛИ РАСТВОРЕНИЯ

Цель: Изучить теоретические основы энергетики химических процессов; приобрести навыки практического определения изменения энтальпии (ΔH) реакции нейтрализации, растворения или гидратации; овладеть термодинамическими расчётами.

1. Теоретическая часть

Наука о взаимных превращениях различных видов энергии называется термодинамикой.

Термодинамика устанавливает законы этих превращений, направление самопроизвольного течения различных процессов в данных условиях.

При химических реакциях энергия может выделяться или поглощаться не только в виде тепла (например, при горении магния), но и в виде света, механической работы, электричества. Различные виды энергии эквивалентны, т.е. переходят друг в друга в строго определённых, равновесных соотношениях.

При любом процессе соблюдается закон сохранения энергии, как проявление более общего закона природы – закона сохранения материи. Теплота Q , поглощаемая системой, идёт на изменение её внутренней энергии ΔU и на совершение работы W :

$$\Delta Q = \Delta U + W \quad (1)$$

Внутренняя энергия системы U – это общий запас энергии, включающий энергию поступательного и вращательного движения молекул, энергию внутримолекулярных колебаний атомов и атомов групп, энергию движения электронов, внутриядерную энергию, т.е. все виды энергии, кроме потенциальной энергии, обусловленной положением системы в пространстве, и без кинетической энергии системы как целого. Абсолютное значение внутренней энергии измерить нельзя. Мы можем определить только изменения внутренней энергии системы – ΔU

Символ Δ обозначает разность, которая находится путём вычитания из величин, относящихся к конечному состоянию, например продуктам реакций, величины, относящейся к начальному состоянию – реагирующим веществам: $\Delta U = U_2 - U_1$

При химических реакциях под работой против внешних сил в основном подразумевается работа против внешнего давления

$$W = P (V_2 - V_1) = P\Delta V$$

При изохорном процессе ($V = \text{const}$, например, в автоклаве) изменения объёма не происходит и $W = 0$. Тогда переходу системы из состояния 1 в состояние 2 отвечает равенство:

$$Q_V = U_2 - U_1 = \Delta U$$

Следовательно, если химическая реакция протекает при постоянном объёме, то выделение или поглощение теплоты Q_V определяется изменением внутренней энергии системы.

При *изобарном* процессе ($P = \text{const}$, т.е. химическая реакция протекает в открытом сосуде):

$$\text{теплота } Q_P = \Delta U - P\Delta V = (U_2 - U_1) - P(V_2 - V_1) = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$$

Введём обозначение $U + PV = H$. Тогда $Q_P = H_2 - H_1 = \Delta H$.

Функция H называется энтальпией. Таким образом, в изохорном процессе энергетический эффект равен изменению энтальпии системы

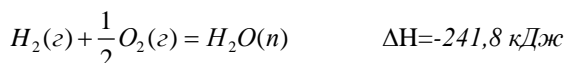
$$Q_P = \Delta H$$

При $\Delta H > 0$ (теплота подводится к системе из окружающей среды), реакцию называют эндотермической, а при $\Delta H < 0$ /теплота выделяется в окружающую среду) – экзотермической.

Теплоты химических процессов, протекающих при $P, T = \text{const}$ и $V, T = \text{const}$, называют тепловыми эффектами.

Раздел химии, в котором изучают тепловые эффекты (изменение энтальпий) процессов, называется термохимией.

Если в уравнении химической реакции указан её тепловой эффект, уравнение называют термохимическим. Например:



При записи термохимических уравнений реакций указывают:

- а) агрегатные состояния или аллотропные модификации веществ;
- б) условия протекания процесса (ΔH_{298}^0 – стандартный тепловой эффект реакции при 298 К).

Коэффициенты в термохимических уравнениях реакций могут быть дробными. С термохимическими уравнениями можно проводить математические операции сложения, умножения на коэффициент и т.д.

Тепловой эффект реакции зависит от количества реагирующих и получающихся веществ.

Энтальпией (теплотой) *образования* называется изменение энтальпии образования одного моль химического соединения из простых веществ, устойчивых при данных условиях.

Энтальпии (теплоты) образования 1 моль сложного вещества из простых при стандартных условиях ($T = 298,15\text{K}$, $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$, для растворов $C_i = 1 \text{ моль (дм}^3\text{)}$), называются стандартными энтальпиями образования и обозначаются ΔH_{298}^0 и выражаются в кДж/моль.

Энтальпии образования простых веществ в их наиболее устойчивом состоянии при стандартных условиях принимаются равными нулю. Например, ΔH_{298}^0 образования H_2 , O_2 , Cl_2 , Ca , $\text{Si} = 0$

$$\Delta H_{298}^0 C_{\text{граф}} = 0$$

Энтальпией (теплотой) *сгорания* называется изменение энтальпии сгорания 1 моль вещества до CO_2 , H_2O и других высших стабильных оксидов соответствующих элементов. Энтальпия сгорания – важная характеристика органических соединений.

Изменение энтальпии находят с помощью расчётов и экспериментально с помощью калориметров. В простейшем случае калориметр представляет собой сосуд, окружённый оболочкой из плохо проводящего тепло материала. В сосуд помещают вещество с известной теплоёмкостью. Если допустить отсутствие теплообмена между калориметром и окружающей средой, то $\Delta H = m \cdot C \cdot \Delta T$, где C – теплоёмкость калориметрического сосуда и исследуемого вещества; $\Delta T = T_2 - T_1$ изменение температуры, m – масса вещества.

2. Закон Гесса (1840 г.)

В основе термохимических расчётов лежит закон Гесса и следствия из него.

Тепловой эффект процесса зависит только от начального и конечного состояния вещества и не зависит от пути перехода. Он равен сумме тепловых эффектов всех промежуточных стадий процесса (Закон Гесса).

Например:



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Из закона Гесса вытекает ряд следствий:

1. Энтальпия образования химического соединения равна энтальпии его разложения, взятой с противоположным знаком: $\Delta H_{обр}^0 = -\Delta H_{разл}^0$

2. Изменение стандартной энтальпии реакции равно разности между суммой стандартных энтальпий образования продуктов реакции и суммой стандартных энтальпий образования исходных веществ (с учётом стехиометрических коэффициентов (n) в уравнении реакции):

$$\Delta H_{х.р.}^0 = \sum n \Delta H_{обр.прод.}^0 - \sum n \Delta H_{обр.исх.в.}^0$$

3. Изменение стандартной энтальпии реакции равно разности между суммой стандартных энтальпий сгорания исходных веществ и суммой стандартных энтальпий сгорания продуктов реакции:

$$\Delta H_{х.р.}^0 = \sum n \Delta H_{сгор.исх.в.-в.}^0 - \sum n \Delta H_{сгор.прод.}^0$$

4. Если в результате ряда последовательных химических реакций, система приходит в состояние, полностью совпадающее с исходным, то сумма энергетических эффектов этих реакций равна нулю.

Зная теплоты образования, легко вычислить теплоту сгорания и наоборот.

Пусть требуется определить теплоту образования метанола, зная, что теплота сгорания его равна 729,33 кДж. Составляем уравнения: $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}) + 3/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, $\Delta H_{х.р.} = -729,3$ кДж

Пользуясь табличными данными, и следствием из закона Гесса, находим:

$$\Delta H_{х.р.}^0 = \sum n \Delta H_{обр.прод.}^0 - \sum n \Delta H_{обр.исх.в.-в.}^0$$

$$\Delta H_{х.р.}^0 = \Delta H_{обр.СО_2}^0 + 2 \cdot \Delta H_{обр.Н_2О}^0 - \Delta H_{обр.СН_3ОН}^0 - \frac{3}{2} \Delta H_{обр.О_2}^0$$

$$\Delta H_{обр.СО_2}^0 = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{обр.Н_2О}^0 = -286,8 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{обр.О_2}^0 = 0$$

$$\Delta H_{обр.СН_3ОН}^0 = \Delta H_{СО_2}^0 + 2 \cdot \Delta H_{Н_2О}^0 - \Delta H_{х.р.}^0$$

$$\Delta H_{обр.СН_3ОН}^0 = -393,5 + 2 \cdot (-286,8) - (-729,3) = -237,8 \text{ кДж/моль}$$

где -237,8 кДж и есть теплота образования 1 моль жидкого метилового спирта при стандартных условиях.

Закон Гесса может быть использован для расчёта энергии связи, энергии гидратации ионов, энергии ионной решётки и т.д.

3. Энтропия. Энергия Гиббса. Направление химического процесса

Долгое время считалось, что, согласно принципу Берто и Томсона, самопроизвольно могут протекать только те химические реакции, которые сопровождаются выделением теплоты ($\Delta H < 0$). При этом, чем больше выделяется теплоты в результате реакции, тем большим химическим средством обладают реагирующие вещества и тем прочнее продукты реакции. В действительности это не совсем так. Например, процессы растворения нитратов аммония или калия и многих других соединений, сопровождающиеся поглощением теплоты ($\Delta H > 0$), протекают самопроизвольно, что противоречит принципу Берто. Здесь проявляется диалектический закон единства и борьбы противоположностей. С одной стороны, система стремится к упорядочению, (агрегации) и уменьшению ΔH , с другой стороны, система стремится к беспорядку (деагрегации). Первая тенденция растёт с понижением температуры, вторая – растёт с повышением температуры. Тенденцию к беспорядку характеризует величина, которую называют энтропией (обозначают S).

Больцман вывел уравнение, согласно которому

$$S = k \ln W \quad (2)$$

где k – постоянная Больцмана, равная $\frac{R}{N_A}$,

W – вероятность состояния, определяет число микросостояний, соответствующих данному макросостоянию. Это соотношение (2) показывает, что энтропию можно рассматривать как меру молекулярного беспорядка (неупорядоченности) систем.

Энтропия (S) отражает движение частиц вещества. Она возрастает с увеличением движения частиц (при нагревании, плавлении, испарении, расширении газа, при ослаблении и разрыве связей между атомами) и уменьшается в процессах, связанных с упорядоченностью системы (кристаллизация, конденсация, сжатие, упорядочение связей, полимеризация, уменьшение числа частиц). Например, в процессе перехода лёд–вода–пар энтропия возрастает, и наоборот. При $T=0$ система полностью упорядочена, $W=1$, энтропия такой системы равна нулю.

Энтропия является функцией состояния, т.е. её изменение (ΔS) зависит только от начального (S_1) и конечного (S_2) состояния и не зависит от пути процесса. $\Delta S = S_2 - S_1$.

Направление протекания любого естественного процесса определяет 2-е начало (второй закон) термодинамики.

Согласно 2-му началу термодинамики теплота не может самопроизвольно переходить от холодного тела к горячему. Перенос теплоты от

холодного тела к горячему обязательно связан с затратой работы, которая переходит к нагретому телу. Так, в домашнем холодильнике охлаждение продуктов ниже комнатной температуры связано с работой. Холодильник работает, лишь когда он включён в сеть и потребляет энергию электрического тока, переходящую затем в окружающую среду в виде теплоты.

Если тело, имеющее температуру T_1 отдаёт Q теплоты телу с температурой T_2 , то общий запас энергии в этих телах не меняется. Однако разность $\frac{\Delta Q}{T}$ в итоге самопроизвольного переноса теплоты возрастает, т.е.

$$\frac{\Delta Q}{T} = \frac{\Delta Q}{T_2} - \frac{\Delta Q}{T_1} > 0$$

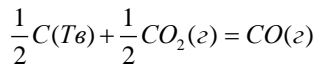
Величина $\frac{\Delta Q}{T}$ обратимого процесса равна изменению (ΔS) функции, называемой энтропией

В необратимых превращениях $\Delta S > \frac{\Delta Q}{T}$

Энтропия имеет размерность Дж/мольК. Значения энтропии при стандартных условиях (стандартные энтропии S_{298}^0) приведены в справочных таблицах. S^0 простых веществ не равны нулю. $\Delta S_{x.p.}$ можно вычислить по формуле:

$$\Delta S_{x.p.}^0 = \sum n S_{\text{прод}}^0 - \sum n S_{\text{исх.в-в}}^0$$

Судить об изменении S можно по изменению объёма. Например:



$$\Delta V > 0, \Delta S > 0.$$

Смысл 2 начала термодинамики заключается в утверждении, что во всех естественных процессах в изолированных системах энтропия растёт ($\Delta S > 0$), а в обратимом процессе $\Delta S = 0$.

В закрытых системах, если реакция протекает в изобарно-изотермических условиях и обратима, $\Delta S = \frac{Q_p}{T}$ тогда $Q_p - T \cdot \Delta S = 0$ или $\Delta H - T \cdot \Delta S = 0$

Для необратимых реакций $\Delta S > \frac{Q_p}{T}$, тогда $\Delta H - T \cdot \Delta S < 0$

Функция $(H - T \cdot S)$ называется энергией Гиббса или изобарно-изотермическим потенциалом и обозначается G :

$$G = H - T \cdot S \quad \text{размерность кДж/моль.}$$

Получаем, что в обратимой реакции $\Delta G = 0$ (критерий равновесия), а для необратимой $\Delta G < 0$ (критерий самопроизвольного протекания реакции в прямом направлении). Иными словами, при $\Delta G < 0$ процесс принципиально осуществим, при $\Delta G > 0$ – процесс самопроизвольно проходить не может. Чем меньше ΔG , тем сильнее стремление к протеканию данного процесса и тем дальше он от равновесия, при котором $\Delta G = 0$ и $\Delta H = T\Delta S$, а $T = \Delta H / \Delta S$ называется температурой начала реакции.

ΔG зависит от природы вещества, его количества и от температуры. Обычно сравнивают ΔG при стандартных условиях (ΔG_{298}^0). Для простых веществ $\Delta G_{298}^0 = 0$. Энергия Гиббса является функцией состояния, поэтому

$$\Delta G_{x.p.}^0 = \sum^n \Delta G_{\text{прод}}^0 - \sum^n \Delta G_{\text{исх.в-в}}^0$$

Стандартное изменение энергии Гиббса связано с константой равновесия уравнением:

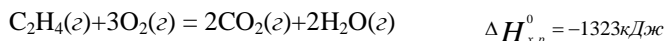
$$\Delta G^0 = -RTL \ln K$$

$$\Delta G^0 = -2,3RTL \lg K$$

4. Примеры решения задач

Задача 1

Определите ΔH_{298}^0 образования этилена, используя следующие данные:



Решение

Из таблицы стандартных энтальпий находим:

$$\Delta H_{\text{обр.}CO_2(g)}^0 = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H_{\text{обр.}H_2O(g)}^0 = -241,8 \text{ кДж/моль}$$

Из закона Гесса

$$\Delta H_{x.p.}^0 = \sum^n \Delta H_{\text{прод}}^0 - \sum^m \Delta H_{\text{исх.в-в}}^0$$

где n и m – число моль конечных и начальных веществ, т.е.

$$\Delta H_{x.p.}^0 = 2 \cdot \Delta H_{H_2O}^0 + 2 \cdot \Delta H_{\text{обр.}CO_2}^0 - \Delta H_{\text{обр.}C_2H_4}^0$$

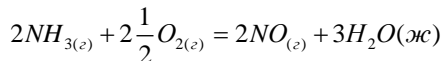
откуда

$$\Delta H_{обр.C_2H_4}^0 = 2 \cdot \Delta H_{H_2O}^0 + 2 \cdot \Delta H_{обр.CO_2}^0 - \Delta H_{x.p.}^0$$

$$\Delta H_{обр.C_2H_4}^0 = 2 \cdot (-241,8) + 2 \cdot (-393,5) - (-1323) = +52,4 \text{ кДж/моль}$$

Задача 2

По данным справочных таблиц вычислите ΔG_{298}^0 реакции



и определите возможность протекания её в стандартных условиях.

Решение

$$\Delta G_{x.p.}^0 = 2 \cdot \Delta G_{NO}^0 + 3 \cdot \Delta G_{H_2O}^0 - 2 \Delta G_{NH_3}^0$$

Используя табличные данные значений ΔG_{298}^0

$$\Delta G_{298NH_3}^0 = -16,64 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G_{298NO}^0 = +86,69 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G_{298H_2O(ж)}^0 = -273,5 \text{ кДж/моль}$$

ΔG^0 простых веществ равна 0, т.е. $\Delta G_{298O_2}^0 = 0$, находим:

$$\Delta G_{x.p.}^0 = 2 \cdot 86,69 + 3 \cdot (-273,5) - 2 \cdot (-16,64) = -505,84 \text{ кДж}$$

Следовательно, в стандартных условиях данная реакция возможна:

$$\Delta G_{x.p.}^0 = -505,84 < 0$$

Задача 3

Вычислить ΔG^0 процесса $CaO + H_2O(ж) = Ca(OH)_{2(к)}$

При 25°C, исходя из значений ΔH^0 и ΔS^0 реагирующих веществ.

Решение

	CaO	H ₂ O(ж)	Ca(OH) ₂
$\Delta H_{обр}^0 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	-635,1	-285,84	-986,2
$S^0 \frac{\text{кДж}}{\text{мольК}}$	39,7	69,96	83,4

Определяем $\Delta H_{x.p.}^0$ реакции:

$$\Delta H_{x.p.}^0 = \Delta H_{Ca(OH_2)}^0 - \Delta H_{CaO}^0 - \Delta H_{H_2O}^0 \quad \Delta H_{x.p.}^0 = -65,3 \text{ кДж}$$

Определяем изменение энтропии реакции:

$$\Delta S_{x.p.}^0 = \Delta S_{Ca(OH_2)}^0 - \Delta S_{CaO}^0 - \Delta S_{H_2O}^0 \quad \Delta S_{x.p.}^0 = -26,26 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль}$$

Используя уравнение Гиббса – Гельмгольца, находим изменение энергии Гиббса, переводя ΔS^0 в кДж. $\Delta G^0 = \Delta H - T\Delta S$;

$$\Delta G_{x.p.}^0 = -65,3 - (-26,26 \cdot 10^{-3} \cdot 298) = -57,4 \text{ кДж}$$

$\Delta G^0 < 0$, следовательно, данная реакция термодинамически возможна (протекает самопроизвольно).

5. Экспериментальная часть

В сухой калориметрический сосуд налейте 25 см³ 2М раствора гидроксида натрия или калия, точно отмеренного бюреткой или пипеткой. Закройте сосуд пробкой, не касаясь термометром дна сосуда. Измерьте температуру раствора с точностью до 0,1 C⁰ ($t_{нач}^0$).

Быстро, но осторожно, в калориметрический сосуд влейте 25 см³ 2М раствора соляной кислоты и, перемешивая раствор, наблюдайте за повышением температуры. Отметьте максимальную температуру раствора с точностью до 0,1 C⁰ (t_{max}^0).

Запись результатов:

Начальная температура $t_{нач}^0$ C

Максимальная температура t_{max}^0 C

Объём щёлочи $V_{щ}$

Объём кислоты V_K

Концентрация щёлочи $C_{мщ}$

Концентрация кислоты $C_{мк}$

Вычисления

1. Определите изменение энтальпии реакции нейтрализации 25 см³ 2М раствора щёлочи соляной кислотой, приняв плотность всех растворов равной единице, а теплоёмкость равной теплоёмкости воды, т.е. 4,184 Дж/моль град.

$$\Delta H_1 = (m_{щ} + m_k) \cdot \Delta t^0 \cdot 4,184 \text{ Дж}$$

$$\Delta t^0 = \Delta t_{max}^0 - \Delta t_{нач}^0$$

где $m_{щ}$ и m_k – соответственно масса щёлочи и масса кислоты (в г), равные их объёмам (в см³), т.к. плотность растворов мы приняли равной 1 г/см³, ($m = \rho \cdot V$).

2. Вычислите изменение энтальпии ΔH_2 реакции нейтрализации 1 моль кислоты в кДж/моль, учитывая, что 25 см^3 2М раствора содержат

$$n = \frac{25 \cdot 2}{1000} \text{ моль кислоты} \quad \Delta H_2 = \frac{\Delta H_1}{n \cdot 1000} \text{ кДж/ моль}$$

3. Составьте уравнение реакции нейтрализации и вычислите теоретическое значение изменения энтальпии ΔH реакции нейтрализации. Энтальпии образования воды, NaOH HCl и NaCl в растворённом состоянии соответственно равны (в кДж/моль): -285,84; -469,45; -167,36; -406,27. Напишите термохимическое уравнение реакции.

4. Вычислите относительную погрешность опыта:

$$\% \text{ош} = \frac{\Delta H_{\text{теор.}} - \Delta H_2}{H_{\text{теор.}}} \cdot 100\%$$

6. Определение теплоты гидратации соли

При растворении кристаллических солей в воде происходят два основных процесса: первый – эндотермический, связанный с разрушением кристаллической решетки; второй – экзотермический, обусловленный взаимодействием частиц растворяемого вещества с молекулами растворителя и образованием гидратированных частиц (ионов, молекул). В зависимости от того, какой из двух тепловых процессов преобладает, тепловой эффект растворения может быть положительным или отрицательным.

Для определения теплоты гидратации любой соли необходимо знать теплоту растворения безводной соли (ΔH_1) и теплоту растворения кристаллогидрата этой же соли (ΔH_2).

Согласно закону Гесса: $\Delta H_{\text{гидр.}} = \Delta H_1 + \Delta H_2$

7. Определение теплоты растворения сульфата меди (безводный)

Опыт по определению теплоты растворения производится в калориметре. В предварительно взвешенный калориметрический стакан ($m_{\text{ст}}$) налить 100 мл дистиллированной воды ($m_{\text{в}}$). Отвесить 2,25 г безводного сульфата меди с точностью до 0,01г ($m_{\text{с}}$). Отметить с точностью до 0,1⁰ температуру воды в калориметре – t_1 , затем при перемешивании внести соль через воронку в воду и отметить максимальную температуру – t_2 .

Результаты намерений разместите в виде столбца;

$m_{ст}$	– г
m_B	– г
$m_{соли}$	– г
t_1	– °С
t_2	– °С

Рассчитайте количество теплоты, выделившейся в калориметре по формуле:

$$q = [C_1 \cdot m_{cm} + C_2(m_B + m_C)] \Delta t$$

где q – количество выделившейся теплоты (Дж);

m_B – масса воды (г);

m_C – масса соли (г);

$m_{ст}$ – масса калориметрического стакана (г);

C_1 – удельная теплоемкость стекла (0,753 Дж/г.град);

C_2 – удельная теплоемкость раствора (4,184 Дж/г.град);

Δt – разность температур ($t_2 - t_1$).

Рассчитайте тепловой эффект ΔH по формуле:

$$\Delta H_1 = \frac{qM}{m_c \cdot 1000}$$

где M – молярная масса безводной соли,

8. Определение теплоты растворения кристаллогидрата сульфата меди $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

Опыт по определению теплоты растворения производится в калориметре. В предварительно взвешенный калориметрический стакан налить 100 мл дистиллированной воды (m_B). Отвесить 2,5 г кристаллогидрата сульфата меди $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (m_C). Отметить с точностью до 0,1° температуру воды в калориметре t_1 , затем при перемешивании внести соль через воронку в воду и отметить максимальную температуру – t_2 . Результаты измерений разместить в таблице в виде столбца:

m_B	– г
m_C	– г
$m_{ст}$	– г
t_1	– °С
t_2	– °С

Рассчитайте количество теплоты, выделившейся в калориметре по формуле

$$q = [C_1 \cdot m_{cm} + C_2(m_B + m_C)]$$

Рассчитайте теплоту растворения кристаллогидрата по формуле

$$\Delta H_2 = \frac{qM}{m_c \cdot 1000}$$

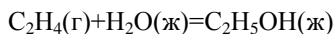
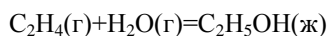
где M – молярная масса кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Взяв значение теплоты растворения ΔH_1 и ΔH_2 , определите теплоту гидратации сульфата меди по формуле $\Delta H = \Delta H_2 - \Delta H_1$

9. Вопросы для подготовки. Упражнения и задачи по теме

1. Почему при образовании моль воды и водяного пара выделяется разное количество тепла?

2. Вычислить ΔH_{298}^0 для реакции:



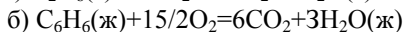
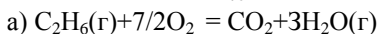
если $\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_4}^0 = 52,3 \text{ кДж/моль}$

$\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{г})}^0 = -241,4 \text{ кДж/моль}$

$\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{ж})}^0 = -285,8 \text{ кДж/моль}$

$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})}^0 = -277,6 \text{ кДж/моль}$

3. Вычислить ΔH_{298}^0 реакций:



если $\Delta H_{\text{обр. CO}_2}^0 = -393,51 \text{ кДж/моль}$

$\Delta H_{\text{обр. H}_2\text{O}(\text{г})}^0 = -241,4 \text{ кДж/моль}$

$\Delta H_{\text{обр. C}_2\text{H}_6(\text{ж})}^0 = -84,67 \text{ кДж/моль}$

$\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(\text{ж})}^0 = -285,83 \text{ кДж/моль}$

$\Delta H_{\text{обр. C}_6\text{H}_6(\text{ж})}^0 = 49,03 \text{ кДж/моль}$

4. Вычислить изменение стандартной энтропии ΔS_{298}^0 для реакций:

$\text{CO} + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г})$, используя из табличных данных значения энтропии образования отдельных соединений.

5. Вычислить ΔG_{298}^0 реакции: $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$ /пользуясь значениями ΔG^0 образования отдельных соединений/. Определите возможность её осуществления в стандартных условиях.

6. Вычислить ΔG^0 для реакции $\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ при 25^0 , 500^0 , 1500^0 С (Зависимостью ΔH^0 и ΔS^0 от температуры можно пренебречь). Укажите, при каких температурах реакция может протекать самопроизвольно.

Вопросы для подготовки

1. Что называется системой? Какими параметрами характеризуется система?
2. Внутренняя энергия системы.
3. Понятие об изохорных и изобарных процессах.
4. Что называется энтропией?
5. Энтальпия образования соединений.
6. Стандартные энтальпии сгорания и образования веществ.
7. Закон Гесса и его следствия, их применение в термодимических расчетах.
8. Определение теплот (энтальпий) нейтрализации, растворения, гидратации.
9. Энтропия. Уравнение Больцмана. Как изменяется энтропия с изменением температуры.
10. Энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания процесса.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ, ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель: Научиться определять:

- зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ, температуры, присутствия катализаторов;
- влияние различных факторов на химическое равновесие.

1. Теоретическая часть

Химическая кинетика – это учение о скорости и механизме химических реакций и их зависимости от различных факторов.

Скоростью химической реакции называют число элементарных актов взаимодействия, происходящих в единицу времени в единице объема (для гомогенных реакций). Ее можно определить числом молекул (моль) вещества, реагирующих в единицу времени в объеме:

$$V = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta \tau}$$

где $\frac{\Delta n}{\Delta V} = C$ – изменение концентрации вещества (моль/дм³)

$$\text{Тогда } V = -\frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Следовательно, скорость гомогенной реакции измеряется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени:

$$V = -\frac{\Delta C}{\Delta \tau} = -\frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1}$$

где V – средняя скорость химической реакции;

C_1 – концентрация в момент времени τ_1 ;

C_2 – концентрация в момент времени τ_2 ;

Знак «–» показывает, что концентрация исходных веществ в ходе реакции убывает.

Истинная скорость в данный момент равна первой производной от концентрации по времени:

$$V = -\frac{dc}{d\tau}$$

В гомогенной системе скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, наличия катализаторов, присутствия примесей и природы растворителей.

В гетерогенной системе взаимодействие происходит на поверхности раздела реагирующих веществ, поэтому при прочих равных условиях увеличение поверхности раздела, диффузии реагента к зоне взаимодействия и удаление продукта повышают скорость химической реакции.

Зависимость скорости реакции от концентрации определяется законом действующих масс:

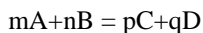
Скорость химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Например, для реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ закон действия масс имеет вид:

$$v = k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$$

где v – скорость химической реакции,
 k – константа скорости,
 C_{NO} и C_{O_2} – концентрации реагирующих веществ.

Для реакции, записанной в общем виде:



закон действующих масс выражается следующим кинетическим уравнением:

$$v = k C_{\text{A}}^m \cdot C_{\text{B}}^n$$

где C_{A} , C_{B} – молярные концентрации веществ А и В в данный момент времени,

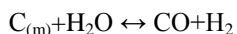
m , n – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции,
 k – коэффициент пропорциональности или константа скорости химической реакции.

При $C_{\text{A}} = C_{\text{B}} = 1$ моль/дм³ получается, что $v = k$. Следовательно, константа скорости равна скорости химической реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных единице. Константа скорости зависит от природы реагирующих веществ, от температуры.

Увеличение давления в газовых системах равносильно увеличению концентрации, поэтому в уравнении скорости реакции вместо концентрации можно взять парциальное давление газа. Например, для реакции: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ скорость реакции определяется выражением:

$$v = k P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2}^3$$

В гетерогенных реакциях концентрации твердых веществ обычно не изменяются в ходе реакции и потому не включаются в уравнение закона действия масс. Так, скорость реакции:



зависит только от концентрации водяного пара:

$$v = k \cdot C_{H_2O}$$

и от площади поверхности твердого угля, т.е. степени его измельчения.

Зависимость скорости химической реакции от температуры приближенно может быть выражена правилом Вант-Гоффа (1884 г.):

«При повышении температуры на каждые 10^0 скорость гомогенной реакции увеличивается в 2–4 раза, т.е.

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = j^{\frac{T_2 - T_1}{10}}; v_{T_2} = v_{T_1} j^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

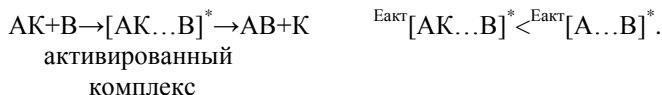
где j – температурный коэффициент скорости реакции, равный примерно 2–4; он показывает, во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при повышении температуры на 10^0 .

Большое влияние на скорость реакции оказывают *катализаторы* – вещества, способные изменить скорость химической реакции за счет взаимодействия с исходными веществами, но в конце реакции остающиеся неизменными. Вещества, ускоряющие химический процесс, называются положительными катализаторами, замедляющие – отрицательными (ингибиторами).

Действие катализаторов специфично и обусловлено природой катализатора, его физическими свойствами и даже способом предварительной обработки.

Все каталитические процессы делятся на два типа: гомогенный и гетерогенный катализ. При гомогенном катализе катализатор и реагирующие вещества составляют одну фазу (газовую или жидкую). При гетерогенном катализе катализатор образует самостоятельную фазу и взаимодействие протекает на поверхности раздела фаз.

Действие катализатора объясняется тем, что при его участии возникают нестойкие промежуточные активированные комплексы, распад которых приводит к образованию продуктов реакции и катализатора /K/. при этом понижается величина энергии активации, т.е. уменьшается разность между средней энергией активных молекул /активного комплекса/ и средней энергией молекул исходных веществ.



Катализатор на исходную энергию веществ А, В и АВ не влияет.

Даже небольшое уменьшение энергии активации приводит к значительному возрастанию скорости реакций. Так, под действием биологических катализаторов – ферментов – энергия активации химических реакций в живых организмах резко снижается, и эти реакции достаточно быстро протекают при сравнительно низких температурах.

Общие закономерности каталитических реакций: катализатор

– обладает специфичным, избирательным действием (например, ускоряя одну реакцию, катализатор часто совершенно не эффективен для другой);

– катализирует только энергетически возможные реакции, для которых

$$\Delta G^0 < 0$$

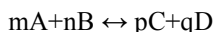
– ускоряет как прямую, так и обратную реакцию в одинаковое число раз (т.е. не влияет на направление состояния равновесия, лишь ускоряет его достижение);

– не расходуется в реакции, изменяет число и характер элементарных стадий.

2. Химическое равновесие

Все химические реакции можно разделить на необратимые, направление которых не зависит от внешних условий, и обратимые, направления которых может изменяться в зависимости от температуры, концентрации, давления. Обратимыми называют реакции, которые в рассматриваемых условиях могут протекать как в прямой (\rightarrow), так и в обратном (\leftarrow) направлениях.

Рассмотрим обратимую реакцию в общем виде:



Применив закон действующих масс к прямой и обратной реакциям, получим: $v_1 = k_1 \cdot C_A^m \cdot C_B^n$ $v_2 = k_2 \cdot C_C^p \cdot C_D^q$

где v_1 и v_2 – скорости прямой и обратной реакций.

По мере протекания реакции концентрация исходных веществ уменьшается и скорость прямой реакции v_1 убывает, а скорость обратной реакции v_2 возрастает вследствие увеличения концентрации полученных веществ. Наконец, наступает момент, когда скорость обратного процесса становится равной скорости прямого, то есть $v_1 = v_2$.

Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной, называется химическим равновесием, а концентрации всех четырех веществ – равновесными концентрациями.

Из равенства $v_1 = v_2$ вытекает

$k_1[A]^m \cdot [B]^n = k_2[C]^p \cdot [D]^q$ означают равновесные концентрации.

$$\text{Отсюда } \frac{k_1}{k_2} = K_p = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}$$

k_1 и k_2 для данной реакции при данной температуре являются величинами постоянными, и их отношение $\frac{k_1}{k_2} = K_p$ – величина постоянная,

называется константой равновесия. Следовательно, K показывает, во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной. Это значит, если величина меньше единицы, то обратная реакция идет с большей скоростью. Таким образом, по числовым значениям K можно судить о направлении реакции. Если константа равновесия K очень велика ($K \gg 1$), это значит, что прямая реакция идет почти до конца, в то время как обратная почти не идет. В этом случае равновесие сдвинуто вправо. При очень малом значении K идет преимущественно обратная реакция, равновесие сдвинуто влево. Если величина K близка к единице, то реакция практически обратима. Константа равновесия зависит от температуры и природы реагирующих веществ и не зависит от исходной концентрации реагента и присутствия катализатора. Катализатор, ускоряя и прямую, и обратную реакцию, способствует скорейшему установлению равновесия, но не оказывает влияния на состояние равновесия.

Соотношение $K = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}$ является выражением закона дейст-

вия масс для обратимых реакций: отношение произведения равновесных концентраций полученных веществ в степенях их стехиометрических коэффициентов к произведению равновесных концентраций исходных веществ также в степенях их стехиометрических коэффициентов есть величина постоянная при данной температуре.

Химическое равновесие характеризуется постоянством энергии Гиббса системы. Равенство $\Delta G = 0$ является термодинамическим условием химического равновесия. Константа равновесия связана со стандартной энергией Гиббса ΔG_T° данной реакции соотношением:

$$\Delta G_T^\circ = -RT \ln K$$

где R – универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/моль*К)

T – абсолютная температура, К

K – константа равновесия.

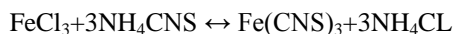
Химическое равновесие остается неизменным, пока остаются постоянными параметры, при которых оно установилось. При изменении условий равновесие нарушается. Смещение (сдвиг) равновесия в зависимости от изменения концентрации реагирующих веществ, температуры, давления в общем виде определяется принципом Ле-Шателье:

Если в системе, находящейся в равновесии, изменить одно из условий (P, T, C), то происходит смещение равновесия в направлении той реакции, которая противодействует произведенному изменению.

Равновесие смещается в ту или иную сторону потому, что изменение условий по разному влияет на скорость прямой и обратной реакций. Равновесие смещается в сторону той реакции, скорость которой при нарушении равновесия становится больше.

Согласно принципу Ле-Шателье:

1. Увеличение концентрации одного из исходных веществ смещает равновесие в сторону протекания прямой реакции (т.к. при этом скорость прямой реакции станет больше скорости обратной), увеличение же концентрации продуктов реакции – в сторону обратной реакции. Например, при увеличении концентрации FeCl_3 и NH_4CNS равновесие в системе



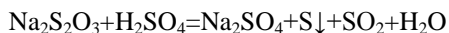
смещается вправо, а при увеличении концентрации NH_4Cl – влево.

2. При увеличении давления равновесие смещается в сторону образования меньшего числа моль газа, т.к. они занимают меньший объем.

3. Повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции, понижение – в сторону экзотермической реакции.

3. Экспериментальная часть

Зависимость скорости химических реакций от концентрации и температуры в гомогенной системе можно показать на примере взаимодействия растворов серной кислоты с тиосульфатом натрия:



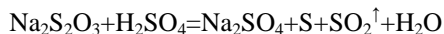
Выделяющаяся сера создает мутность раствора.

Началом реакции считается момент смешения растворов, условным концом реакции – выделение одного и того же количества серы, то есть одинаковая степень помутнения раствора.

Время, необходимое для выделения данного количества серы, обратно пропорционально средней скорости процесса.

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Для изучения зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ воспользуемся реакцией:



Налейте в пробирку 5–10 капель In раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 3–5 капель 2н раствора H_2SO_4 . Наблюдайте появление опалесценции и дальнейшее помутнение раствора.

Приготовьте четыре раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ различной концентрации. Для этого в сухие пробирки внесите:

- в I–4 капли In раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 12 капель воды;
- во II–8 капель In раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 8 капель воды;
- в III–12 капель In раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 4 капли воды;
- в IV–16 капель In раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Таким образом, если условно обозначить молярную концентрацию раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в I пробирке через C моль/л, то во 2-й пробирке концентрация этого же раствора будет $2C$, в 3-й – $3C$, в 4-й – $4C$. в первую пробирку добавьте 1 каплю 2н раствора H_2SO_4 . При этом заметьте по секундомеру время. Отметьте время протекания реакции до появления заметной опалесценции. Аналогично проведите опыты со 2-й, 3-й и 4-й пробирками. Данные опыта запишите в виде таблицы:

Таблица 2.1.1

Данные опыта

№ пробирки	Концентрация раствора в моль/л	Через сколько секунд появилась муть
------------	--------------------------------	-------------------------------------

Постройте график зависимости скорости химической реакции от концентрации раствора.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры.

Для опыта возьмите две пробирки. В первую налейте приблизительно 10 капель In раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а во вторую – приблизительно 1 каплю разбавленного раствора серной кислоты. Отметив температуру воздуха в лаборатории, слейте растворы вместе, заметьте по секундомеру время. Отметьте, через сколько секунд появилась муть.

Аналогичный опыт проделайте при температуре на 10^0C выше предыдущей. Для этого поместите пробирки с раствором в химический стакан с водой, температура которого на 10^0C выше комнатной. Выдержите там пробирки с раствором несколько минут (5–7), чтобы температура последних достигла температуры воды в стакане. После этого растворы слейте вместе и, заметив время, оставьте эту пробирку в стакане с водой до первых признаков появления мути. Отметьте, через сколько секунд появилась муть.

Аналогичные опыты проделайте не менее трех раз, всякий раз повышая температуру опыта на 10^0C . результаты опыта запишите в таблицу, приведенную ниже. Строго придерживаться указанной разницы в температуре необязательно.

Данные опыта

№ опыта	Температура во время опыта, в °С	Время появления мути в секундах
---------	----------------------------------	---------------------------------

Влияние температуры на скорость реакции выразите графически, отложив по оси абсцисс температуру, а по оси ординат – время в секундах. Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции, имея в виду, что скорость – величина, обратно пропорциональная времени.

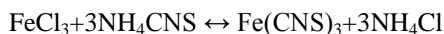
Опыт 3. Зависимость скорости химической реакции от величины поверхности раздела фаз в гетерогенной системе.

Возьмите два небольших, приблизительно одинаковых кусочка мела. Один из них разотрите пестиком в ступке в порошок и пересыпьте в пробирку, второй кусочек целиком поместите в другую пробирку. В обе пробирки добавьте по 10 капель соляной кислоты, ($\rho=1,19\text{г/см}^3$). Напишите уравнение реакции.

Отметьте, в какой пробирке скорость реакции выше. Сделайте вывод о влиянии величины поверхности соприкосновения реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Опыт 4. Химическое равновесие и его смещение. Влияние изменения концентрации на смещение равновесия.

В четыре пробирки внесите по 5 капель разбавленных растворов FeCl_3 и NH_4CNS . Легким встряхиванием пробирок размешайте растворы и поставьте пробирки в штатив. В растворе имеет место обратимая реакция:



Раствор $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ имеет красную окраску. По изменению интенсивности окраски можно судить об изменении концентрации $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, т.е. о смещении равновесия в ту или другую сторону.

В одну из пробирок добавьте 2–3 капли концентрированного раствора NH_4CNS , в другую 2–3 капли концентрированного раствора NH_4CNS , в третью – несколько кристаллов NH_4Cl . Четвертую пробирку с раствором сохраните для сравнения. Растворы во всех пробирках размешайте энергичным встряхиванием и отметьте изменение интенсивности окраски в каждом случае, сравнив с раствором в контрольной пробирке.

Результаты представьте в виде таблицы:

№ пробирки	Что добавлено	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1			
2			
3			

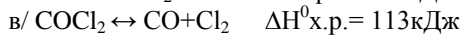
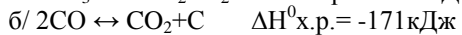
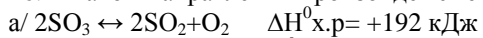
Напишите выражение константы равновесия данного обратимого процесса. Сделайте вывод: в каком направлении смещается равновесие при увеличении концентрации исходных веществ? продуктов реакции? Сопоставьте ли полученные результаты с принципом Ле-Шателье?

Вопросы и задачи для самоконтроля

1. Средняя и мгновенная скорость реакции.
2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций /в гомогенных и гетерогенных системах/.
3. Зависимость скорости реакции от концентрации. Закон действующих масс.
4. Константа скорости.
5. Зависимость скорости реакции от температуры.
6. Энергия активации.
7. Энергия активации каталитических реакций и сущность действия катализатора.
8. Обратимые и необратимые химические реакции.
9. Константа равновесия и ее расчет по стандартным изменениям энергии Гиббса.
10. Химическое равновесие. Закон химического равновесия /действующих масс/.
11. Определение смещения равновесия при изменении условий на основании принципа Ле-Шателье.
12. Как изменится скорость прямой реакции: $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$
а/при увеличении концентрации NO в три раза?
б/при одновременном уменьшении концентрации NO и NO₂ в 2 раза?
13. Как изменится скорость реакции при повышении температуры от 30⁰ до 80⁰С, если температурный коэффициент $j=3$?
14. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30⁰ скорость реакции возрастает в 15,6 раза?
15. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ составляли соответственно $[\text{SO}_2]= 0,04$ моль/л,

$[O_2]=0,6$ моль/л, $[SO_3]=0,02$ моль/л. вычислите константу равновесия и исходные концен трации оксида серы /IV/ и кислорода.

16. В каком направлении произойдет смещение равновесия систем:



1 – при повышении температуры?

2 – при повышении давления?

3 – при понижении концентрации O_2 , CO ?

ЛИТЕРАТУРА

Основная

Коровин Н.В. Общая химия: Учебник. – 2-е изд., испр. и доп. – М.: Высш. шк., 2000. – 558 с.: ил.

Коровин Н.В. Лабораторные работы по химии: Учеб. пособие для студ. вузов / Н.В. Коровин, Э.И. Мингулина, Н.Г. Рыжова; Под ред. / Н.В. Коровина. – 3-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2001. – 255 с.: ил.

Лучинский Г.П. Курс химии: Учебник для инженерно-технических (нехимических) вузов / Г.П. Лучинский. – М.: Высш. шк., 1985. – 416 с.

Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия: Учеб. Для вузов. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2002. – 458 с.: ил.

Фролов В.И., Курохтина Т.М., Дымова З.Н. и др. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов / В.И. Фролов, Т.И. Курохтина, З.Н. Дымова и др.; / Под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2002. – 304 с.: ил.

Дополнительная

Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Учебник для студ. химико-технологических спец. вузов / Н.С. Ахметов. – 4-е изд., испр. – М.: Высш. шк.: Академия, 2001. – 743с.: ил.

Ахметов Н.С. и др. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учебное пособие / М.К. Азизова, Н.С. Ахметов, Л.И. Бадыгина. – 3-е изд., перераб. и доп. – М.: Высш. шк.: Академия, 1999. – 368с.: ил.

Коржуков Н.Г. Неорганическая химия: Учебное пособие для студ. вузов / Н.Г. Коржуков; Под ред. Г.М. Курдюмова. – М.: МИСИС, 2001. – 367 с.

Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – 2-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2000. – 527 с.

Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка; Под ред. канд. хим. наук В.А. Рабинович. – 27-е изд., стереотип. – СПб.: Химия, 1988. – 704 с.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка; Под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – 26-е изд., стер. – Л.: Химия, 1988. – 272 с.

СОДЕРЖАНИЕ

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1. Энергетика химических реакций, определение теплоты (изменение энтальпии ΔH) реакции нейтрализации, гидратации или растворения	1
1. Теоретическая часть	3
2. Закон Гесса (1840 г.).....	5
3. Энтропия. Энергия Гиббса. Направление химического процесса ...	7
4. Примеры решения задач.....	9
5. Экспериментальная часть	11
6. Определение теплоты гидратации соли.....	12
7. Определение теплоты растворения сульфата меди (безводный)	12
8. Определение теплоты растворения кристаллогидрата сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	13
9. Вопросы для подготовки. Упражнения и задачи по теме	14
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2. Скорость химических реакций, химическое равновесие	16
1. Теоретическая часть	16
2. Химическое равновесие	19
3. Экспериментальная часть	21
ЛИТЕРАТУРА	26

Учебное издание

Белоус Лариса Викторовна

**ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ
ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ**

Лабораторный практикум по неорганической химии

В авторской редакции
Компьютерная верстка М.А. Портновой

Лицензия на издательскую деятельность ИД № 03816 от 22.01.2001

Подписано в печать 20.11.2003. Формат 60×84/16.
Бумага писчая. Печать офсетная. Усл. печ. л. 1,63 .
Уч.-изд. л. 1,6. Тираж 300 экз. Заказ

Издательство Владивостокского государственного университета
экономики и сервиса

690600, Владивосток, ул. Гоголя, 41
Отпечатано в типографии ВГУЭС
690600, Владивосток, ул. Державина, 57

