

Министерство науки и высшего образования РФ  
Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего образования  
«Тверской государственный университет»  
Направление «Химия»  
Кафедра физической химии

**ЭНТАЛЬПИЯ. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ МЕТОДЫ ОПРЕДЕЛЕНИЯ  
ЭНТАЛЬПИЙ ОБРАЗОВАНИЯ**

Курсовая работа по дисциплине

**Физическая химия**

Автор:

Шачнева Кристина Сергеевна,  
3 курс, 35 группа

Научный руководитель:

к.х.н., доцент,  
Вишневецкий Д. В.

Тверь 2020

## СОДЕРЖАНИЕ

1. ЭНТАЛЬПИЯ .....	4
1.1. Первый закон термодинамики .....	4
1.2. Термохимия. Закон Гесса .....	5
1.3. Зависимость энтальпии от температуры. Уравнение Кирхгофа изобары Вант-Гоффа.....	7
1.4. Термодинамические потенциалы.....	8
2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ МЕТОДЫ ОПРЕДЕЛЕНИЯ ЭНТАЛЬПИЙ ОБРАЗОВАНИЯ.....	10
2.1. Калориметрический метод.....	10
2.2. Жидкостная хроматография .....	12
2.3. Электрохимический метод .....	15
2.4. Метод высокотемпературной масс-спектрометрии.....	17
3. ЗНАЧЕНИЕ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ ФУНКЦИИ .....	18
ЗАКЛЮЧЕНИЕ .....	19
СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ И ЛИТЕРАТУРЫ.....	20

## ВВЕДЕНИЕ

В современной химии одними из актуальных проблем являются термодинамические функции состояния системы, одна из которых определяет теплосодержание, а также экспериментальные методы определения энтальпий образования.

Объектом исследования является энтальпия, предметом – следствия и законы, описывающие тепловой эффект, экспериментальные методы определения энтальпий образования и значение термодинамической функции.

Целью курсовой работы является ознакомление с термодинамической функцией энтальпией и экспериментальными методами определения энтальпий образования.

Задачами исследования являются:

1. Обзор научной литературы по изучаемой проблеме.
2. Ознакомление с понятием энтальпия.
3. Изучение следствий и законов, описывающие тепловой эффект.
4. Рассмотрение экспериментальных методов определения энтальпий образования.
5. Рассмотрение значения термодинамической функции.

Методологической основой исследования в курсовой работе явились научные труды выдающихся отечественных педагогов, ученых, деятелей науки, периодические издания, направленные на расширение химического кругозора.

# 1. ЭНТАЛЬПИЯ

## 1.1. Первый закон термодинамики

Энтальпия – функция состояния термодинамической системы, характеризующая ее теплосодержание

Первый закон термодинамики можно сформулировать так: *существует функция состояния, называемая внутренней энергией  $U$ , изменение которой в любом процессе в закрытой системе равно сумме работы  $A$  и теплоты  $Q$ :*

$$\Delta U = A + Q.$$

Если работу совершает система, а не внешние силы:

$$Q = \Delta U + A.$$

Произвольный процесс, протекающий при постоянном давлении в условиях, когда для работы расширения применима формула  $PdV$ :

$$Q_p = \Delta(U + PV) - A' = \Delta H - A'$$

$$dH = \delta Q + VdP.$$

Для изобарного процесса:

$$Q_p = \Delta H.$$

Для процесса, протекающего при постоянном давлении:

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V.$$

Если реакция протекает в конденсированной системе, можно считать, что изменение объема  $\Delta V$  мало:

$$\Delta H \approx \Delta U.$$

Если реакция протекает между газообразными компонентами, величину  $p\Delta V$  можно выразить из закона Менделеева-Клайперона [1, С 21-32]:

$$p\Delta V = (\sum n_{\text{прод.}} - \sum n)RT.$$

Исходным уравнением в простейших процессах для определения  $dS$  служит:

$$dS = \frac{\delta Q}{T},$$

где теплоту можно выразить через первый закон, тогда:

$$dS = \frac{\delta Q}{T} = \frac{dH}{T}.$$

Такое изменение энтропии имеет место в процессах превращения фаз.

## 1.2. Термохимия. Закон Гесса

Тепловой эффект реакции ( $\Delta H$ ) – это энергия, которая выделяется или поглощается, когда химические вещества претерпевают превращения в процессе химической реакции. Тепловой эффект реакций не зависит от пути реакции, а зависит только от вида и агрегатного состояния исходных веществ и продуктов.

Для эндотермической реакции:

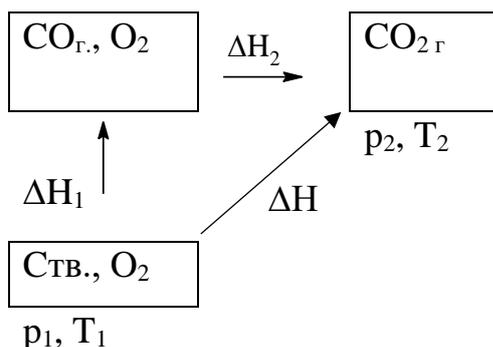
$$\Delta U > 0 \text{ и } \Delta H > 0.$$

Для экзотермической реакции:

$$\Delta U < 0 \text{ и } \Delta H < 0.$$

Термохимические расчеты позволяют вычислить тепловые эффекты одних реакций по известным тепловым эффектам других реакций. Эти расчеты основаны на применении закона Гесса. Существуют три основных метода термохимических расчетов: метод термохимических циклов, метод комбинирования термохимических уравнений и метод, основанный на применении следствий из закона Гесса.

Термохимический цикл:



$$\left. \begin{array}{l} p_1 = p_2 \\ T_2 = T_1 \end{array} \right\} pT = \text{const}$$

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

Для построения цикла подбирают такие реакции, из которых можно выстроить цепочку последовательных стадий, в которой можно выделить конечное и начальное состояние. Все тепловые эффекты стадий, кроме одного, должны быть известны. Используя закон Гесса, по циклу составляется линейное уравнение, которое решается относительно неизвестной величины.

Расчет по закону Гесса обычно проводят с использованием табличных данных по двум следствиям:

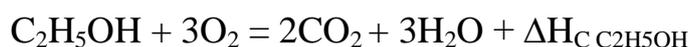
1 следствие: тепловой эффект реакции равен разности стандартных энтальпий (теплот) образования продуктов реакции и исходных реагентов (с учетом стехиометрических коэффициентов):

$$\Delta H_T^0 = \sum n_{\text{пр}} \Delta H_{f\text{пр}}^0 - \sum n_{\text{исх}} \Delta H_{f\text{исх}}^0.$$

2 следствие: тепловой эффект равен разности стандартных энтальпий (теплот) сгорания исходных реагентов и продуктов реакции (с учетом стехиометрических коэффициентов):

$$\Delta H_T^0 = \sum n_{\text{исх}} \Delta H_{c\text{исх}}^0 - \sum n_{\text{пр}} \Delta H_{c\text{пр}}^0.$$

Теплоту образования можно вычислить по экспериментальному значению теплоты сгорания, используя первое следствие из закона Гесса. Например, тепловой эффект реакции сгорания этилового спирта:



можно выразить по первому следствию из закона Гесса следующим уравнением:

$$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 2\Delta H_{f\text{CO}_2} + 3\Delta H_{f\text{H}_2\text{Oж}} - \Delta H_{f\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}},$$

из которых находится величина  $\Delta H_f$   $C_2H_5OH$ , если остальные величины известны.

Теплота образования веществ в растворе определяется по уравнению:

$$\Delta H_f = \Delta H_f^0 + \Delta H_{f \text{ инт}},$$

в котором  $\Delta H_f^0$  – теплота образования вещества в чистом виде;  $\Delta H_{f \text{ инт}}$  – интегральная теплота растворения – количество тепла, выделенное или поглощенное при растворении одного моля вещества в  $n$  г-молях чистого растворителя [2, С 26-32].

### **1.3. Зависимость энтальпии от температуры. Уравнение Кирхгофа изобары Вант-Гоффа**

Энтальпия химических реакций, в том числе энтальпия образования, зависят от температуры, поскольку термодинамические величины самих соединений температурно-зависимые. В уравнение входит теплоемкость (количество тепла, поглощаемого при нагревании на  $1^\circ C$  одного моля веществ). Теплоемкость зависит от способа осуществления процесса нагревания. При постоянном давлении:

$$C_p = \left( \frac{\delta Q}{\delta T} \right)_p = \left( \frac{\delta H}{\delta T} \right)_p$$

Уравнение Кирхгофа имеет вид:

$$\Delta H^0(T) = \Delta H^0(T^0) + \int_{T^0}^T \Delta C_p^0(T) dT.$$

Из данной формулы видно, что если суммарная теплоемкость продуктов несильно отличается от суммы теплоемкостей реагентов, то энтальпия реакции слабо зависит от температуры.

Для точного расчета значения энтальпии необходимо учесть температурную зависимость теплоемкостей:

$$C_p = a + bT + cT^2$$

$$\Delta H^0(T) = \Delta H^0(T^0) + \Delta a(T-298) + \frac{\Delta b}{2}(T^2-298^2) + \frac{\Delta c}{3}(T^3-298^3)$$

a, b, c – коэффициенты температурной зависимости [3, С. 135-138].

Влияние температуры на положение равновесия. Уравнение изобары Вант-Гоффа:

$$\frac{d \ln K_p}{dT} = - \frac{\Delta H}{RT^2}.$$

1) Экзотермические реакции, т.е.  $\Delta H < 0$  с увеличением температуры  $K_p$  уменьшается. Повышение температуры приводит к смещению равновесия в сторону исходных веществ.

2) Эндотермические реакции, т.е.  $\Delta H > 0$  с увеличением температуры  $K_p$  увеличивается, химическое равновесие смещается вправо [4, С. 88-91].

Уравнение Клапейрона -Клаузиуса:

$$\Delta H_{исп} = T_{исп}(V_{п} - V_{ж}) \frac{dP}{dT}$$

#### 1.4. Термодинамические потенциалы

Термодинамическими потенциалами, или характеристическими функциями, называют термодинамические функции, посредством которых и их производных по соответствующим независимым переменным могут быть выражены в явном виде все термодинамические свойства системы.

Уравнение двух начал термодинамики в общем случае для обратимых процессов:

$$TdS = dU + \delta A.$$

$$- (pdV + \delta A'_{max}) = dU - TdS$$

$$pdV \rightarrow A'_{max}$$

$$\delta A'_{max} = - dU + TdS - pdV.$$

Если  $P, S = \text{const}$ , то:

$$(A'_{max}) = - d(U - pV) = - dH$$

$$A'_{max} = - dH_{p, s}.$$

Следовательно, энтальпия является изобарно-изоэнтропийным потенциалом.

Если  $P, T = \text{const}$ , то:

$$\delta A'_{\text{max}} = - d(U + pV - TS) = - d(H - TS)$$

$$G = H - TS.$$

$G$  – называют энергией Гиббса, которая является изобарно-изотермическим потенциалом.

Отсюда следует, что:

$$\Delta H = \Delta G + T\Delta S$$

Изменение термодинамического потенциала является критерием равновесия и самопроизвольности процесса [4, С. 54-58].

## 2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ МЕТОДЫ ОПРЕДЕЛЕНИЯ

### ЭНТАЛЬПИЙ ОБРАЗОВАНИЯ

#### 2.1. Калориметрический метод

Для экспериментального определения тепловых эффектов образования используют специальные приборы – калориметры (или калориметрические системы). Калориметрическая система – это реактор, помещенный в оболочку. Различают два случая: оболочка предотвращает тепловой обмен между реактором и окружающей средой (изолированная система) или облегчает учет такого обмена (закрытая система).

Калориметры подразделяют на калориметры *с постоянной и с переменной температурой*. В первых из них оболочка содержит плавящиеся твердые тела или испаряющуюся жидкость. Во время опыта температура в таком калориметре остается постоянной, потому что вся теплота, сообщаемая системе, идет на изменение агрегатного состояния вещества оболочки. О тепловом эффекте судят по количеству расплавившегося или испарившегося вещества.

*В калориметрах переменной температуры* возможны два способа измерений:

- *адиабатический*, когда температура оболочки изменяют в ходе опыта так, чтобы она в любой момент времени совпадала с температурой раствора. В этом случае теплообмен отсутствует, реактор является изолированной системой;

- *диатермический*, когда реактор обменивается теплотой с изотермической оболочкой (реактор – закрыта система). Оболочка содержит значительное количество воды, обладающей относительно большой удельной теплоемкостью и вследствие этого сохраняет практически постоянную температуру.

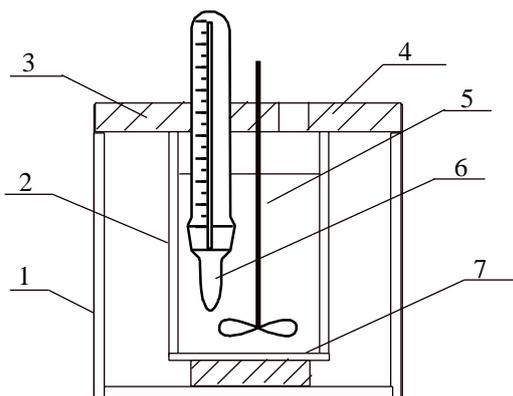


Рис. 2.1 Калориметр с изотермической оболочкой:

1 – наружный стакан; 2 – внутренний стакан; 3 – крышка; 4 – отверстие;  
5 – мешалка; 6 – термометр; 7 – подставка.

Принцип калориметрических измерений такого рода заключается в определении изменения температуры при протекании реакции в калориметре. Тепловой эффект реакции определяется:

$$\Delta H = C_{\text{к.с.}} \Delta T$$

$$C_{\text{к.с.}} = \sum C_i m_i$$

$C_i$  – удельная теплоемкости отдельных частей системы;  $m_i$  – массы соответствующих частей.

Для точных измерений значений  $C_{\text{к.с.}}$ :

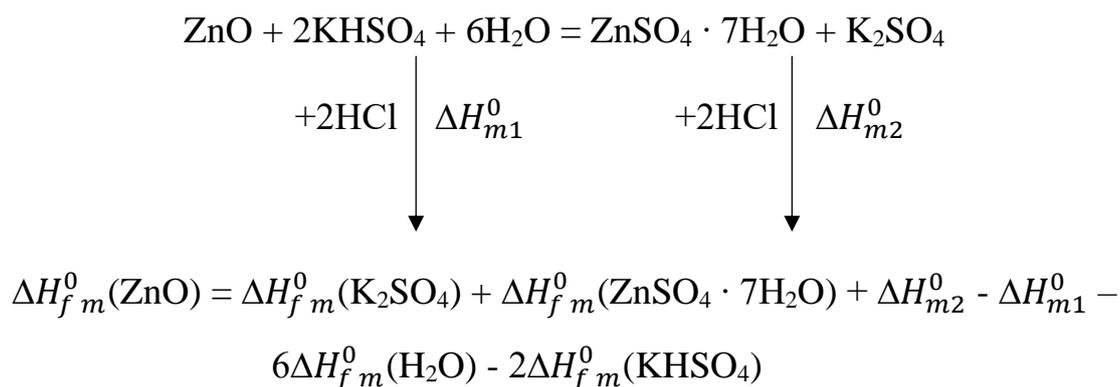
$$C_{\text{к.с.}} = \Delta H / \Delta t$$

где  $\Delta H$  – количество тепла, сообщенное системе;  $\Delta t$  – изменение температуры калориметрической системы в предварительных опытах [5, С. 152-157].

Экспериментальное определение молярной энтальпии образования наночастиц ZnO проводилось при помощи микрокалориметра. В эксперименте использовали стальной резервуар объемом 15 мл с двумя съемными стеклянными гильзами, в стеклянные гильзы помещали соответственно твердые и жидкие вещества. Затем ячейки помещали в

калориметрическую камеру при 298,15 К; когда исходная линия продолжала идти устойчиво срабатывал боек, чтобы разбить стеклянную гильзу и заставить образец смешаться с раствором. Затем камера удерживалась на уровне 298,15 к до тех пор, пока термодинамическая кривая не шла параллельно исходной линии с очень малыми колебаниями, что свидетельствует о завершении реакции. В этом эксперименте твердые вещества были продуктами ( $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ) и реагентами ( $\text{ZnO}$  и  $\text{KHSO}_4$ ). Жидкость представляла собой раствор  $\text{HCl}$  ( $0,26 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$ ).

Стандартные энтальпии образования наночастиц  $\text{ZnO}$  были определены в соответствии с расчетным химическим циклом:



Чем более нестабильна нано частица  $\text{ZnO}$ , тем больше свободная энергия Гиббса. Такие объекты являются перспективным материалом для создания сенсорных, оптоэлектронных устройств, транзисторов [6, С. 3-6].

## 2.2. Жидкостная хроматография

Для экспериментального определения энтальпий образования используют метод жидкостной хроматографии.

Термодинамические величины хроматографических равновесных процессов, таких как прямое разделение энантиомера с хиральной

стационарной фазой, могут быть выведены путем измерения хроматографических параметров в определенном температурном диапазоне.

Измерения проводятся в системе высокоэффективной жидкостной хроматографии ВЭЖХ, которая состоит из системного контролера, УФ-визионерского детектора и двух насосов. Колонку и подвижную фазу термостатируют с помощью циркулирующей водяной бани. Порядок элюирования определяют с помощью поляриметра.

Для получения изменения энтальпии ( $\Delta H$ ) и изменения энтропии ( $\Delta S$ ) *рацематического ибупрофена* был использован подход вант-Хоффа. Аналогичный подход был также использован для расчета разности изменения энтальпии ( $\Delta \Delta H$ ) и изменения энтропии ( $\Delta \Delta S$ ) для рацемического ибупрофена соответственно. Эти значения важны для получения изоэнантиоселективной температуры ( $T_{iso}$ ). Определение этих параметров может быть основано на хроматографических параметрах, таких как коэффициент удерживания ( $k_i$ ) и селективность ( $a$ ). Для получения изоэнантиоселективной температуры необходимо знать пористость ( $\epsilon$ ), которая была определена методом моментного анализа.

Коэффициент удерживания представляет собой отношение между числом аналитов в стационарной фазе и числом молекул в подвижной фазе. Этот параметр записывается в терминах времени удержания аналита ( $t_{Ri}$ ) и мертвого времени столбца ( $t_0$ ):

$$k_i = \frac{t_{Ri} - t_0}{t_0} = \phi K_{D,i},$$

где  $\phi$  представляет собой объемное фазовое отношение между объемом стационарной фазы и подвижной фазы, также равное  $(1 - \epsilon_i)/\epsilon_i$ .

Селективность ( $a$ ) разделения двух компонентов определяется путем деления их коэффициентов удержания:

$$a = \frac{k_j}{k_i} = \frac{t_{Rj} - t_0}{t_{Ri} - t_0}.$$

Разрешение хроматографии ( $R_s$ ) и количество пластин ( $N_i$ ) являются другими важными параметрами для установления условия разделения:

$$R_s = \frac{\sqrt{N_i}}{4} \left( \frac{k_i}{k_i+1} \right) \left( \frac{a-1}{a} \right) = 1.177 \frac{t_{Rj} - t_{Ri}}{w_i + w_j},$$

$$N_i = 5.545 \left( \frac{t_{Ri}}{w_i} \right)^2,$$

где  $w_i$  находится ширина пика на половине высоты.

Уравнение, описывающее линейную зависимость между натуральным логарифмом коэффициента удержания и обратной температурой, при которой наклон обеспечивает изменение энтальпии, а перехват-изменение энтропии:

$$\ln k_i = \frac{1}{T} \frac{\Delta H_i^0}{R} + \frac{\Delta S_i^0}{R} + \ln \frac{1-\varepsilon}{\varepsilon}$$

$$\ln a = - \frac{1}{T} \frac{\Delta \Delta H_{j,i}^0}{R} + \frac{\Delta \Delta S_{j,i}^0}{R}.$$

Последний член связан с физическими свойствами стационарной фазы; таким образом, он может рассматриваться как постоянная, поскольку ее ограничения не превышаются. Если упростить первый абсолютный момент, то общую пористость можно получить экспериментально. Поэтому общая пористость определяется по формуле, в которой  $v$ -поверхностная скорость и  $L$  длина слоя:

$$t_R = \frac{L}{v} \varepsilon.$$

Изоэнантиоселективная температура ( $T_{iso}$ ) – это состояние, при котором разделение не происходит из-за коэлюентности обоих соединений. Если применяется условие  $a = 1$ , то уравнение примет следующий вид [7, С. 3-9]:

$$T_{iso} = \frac{\Delta \Delta H_{j,i}^0}{\Delta \Delta S_{j,i}^0}.$$

Таблица 2.1

**Термодинамические параметры рацемического ибупрофена,  
адсорбированного на Трис-целлюлозе (3, 5-диметилфенилкарбамат)**

Соединение	$\Delta H(\text{кДж/моль})$	$\Delta S(\text{кДж/К}\cdot\text{моль})$	$R^2$
R-(-) – ибупрофен	7.21	42.88	0.975
S-(+) - ибупрофен	8.76	49.40	0.972

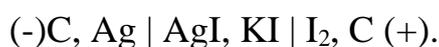
### 2.3. Электрохимический метод

дхарактеристик расплавленных солевых систем широко используют измерения ЭДС различных гальванических элементов.

*В химических цепях* потенциалообразующий процесс связан со взаимодействием чистых компонентов и образованием соответствующей соли.

*Концентрационные цепи* обусловлены различием в концентрациях соответствующего компонента в полуэлементах цепи.

Типичными примерами таких цепей являются следующие:

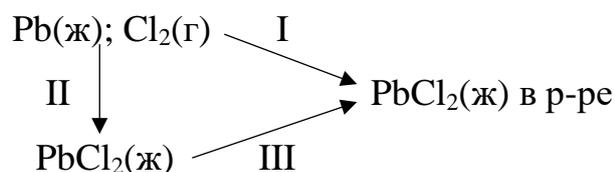


Потенциалообразующим процессом также является протекающая обратимо реакция образования соли  $MeX_2$  ( $PbCl_2$ ,  $AgI$  и т.д.) из чистых металла и галогена, но реакция эта протекает в растворе. Если  $MeX_2$  считать компонентом 1, то можно записать:

$$\Delta G_1 = -zFE; \Delta S_1 = zF(dE/dT);$$

$$\Delta H_1 = zFE + zFT(dE/dT).$$

Величины  $\Delta G_1$ ,  $\Delta S_1$ ,  $\Delta H_1$  характеризуют образование одного моля соединения  $MeX_2$ .



Термодинамические характеристики процесса рассчитываются из измерения ЭДС цепи расплавленной солевой смесью ( $\Delta G_1$ ,  $\Delta S_1$  и  $\Delta H_1$ ), процессу II отвечают стандартные величины для этого соединения ( $\Delta G_1^0$ ,  $\Delta S_1^0$ ,  $\Delta H_1^0$ ), получаемые из измерений ЭДС с индивидуальным электролитом. Процесс III сводится к переносу моля вещества из чистого состояния в раствор данного состава. Термодинамические характеристики этого процесса – парциальные молярные величины для компонента 1 ( $\Delta G_1$ ,  $\Delta S_1$ ,  $\Delta H_1$ ) [8, С. 44-48].

Таким образом получаем:

$$\begin{aligned}
 \Delta G_1 &= \Delta G_1 - \Delta G_1^0 = -zF(E-E^0) = RT \ln a; \\
 \Delta S_1 &= \Delta S_1 - \Delta S_1^0 = zF(dE/dT - dE^0/dT); \\
 \Delta H_1 &= \Delta G_1 + T\Delta S_1 = zF \left[ \left( T \frac{dE}{dT} - E \right) - \left( T \frac{dE^0}{dT} - E^0 \right) \right].
 \end{aligned}$$

## 2.4. Метод высокотемпературной масс-спектрометрии

Экспериментальное определение энергетических параметров компонентов пара над бромидом натрия и трибромидом лантана проводилось при помощи масс-спектрометра, переоборудованном для высокотемпературных исследований. Комбинированный источник ионов позволял проводить измерения в режимах электронного удара и термоионной эмиссии и, таким образом, экспериментально изучить как нейтральный, так и заряженные компоненты пара.

При экспериментальном определении энтальпий реакций реализован новый подход, базирующийся на определении констант равновесия реакций в двух режимах сублимаций: а) эмиссия ионов из объема эффузионной ячейки (режим Кнудсена), и б) эмиссия ионов с открытой поверхности монокристалла (режим Лэнгмюра) [9, С. 1-3]:

$$\ln K_p = -\frac{\Delta H}{RT} + C$$
$$\ln \frac{K_p(T_2)}{K_p(T_1)} = \frac{\Delta H}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right).$$

### **3. ЗНАЧЕНИЕ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ ФУНКЦИИ**

Тепловой эффект или энтальпия реакции – важный параметр, который нужно учитывать для безопасности и успешного масштабирования химических процессов. Энтальпия служит характеристикой реакции, которой показывает эндотермическая или экзотермическая реакция.

Тепловые эффекты химических реакций необходимы при расчётах равновесных составов смесей, выхода продуктов реакций, удельной тяги топлив реактивных двигателей и для решения многих других прикладных задач.

Для систем кондиционирования воздуха и холодоснабжения наиболее важными исходными данными являются климатические параметры наружного воздуха. Это значения температур, влажности и определяемой ими энтальпии, которые влияют на холодильную мощность, затрачиваемую при охлаждении воздуха, и конденсацию содержащейся в нем влаги.

Для систем кондиционирования ключевое значение имеет степень необеспеченности по энтальпии. Физически это связано со скрытой теплотой в воздухе, определяемой его влагосодержанием и являющейся ключевой при расчете оборудования (воздухоохладителей, холодильных машин и т. п.). Отсюда следует вывод, что при расчете и выборе параметров воздуха для систем холодоснабжения необходимо делать поправку на обеспеченность по энтальпии [10, С. 1-5].

## ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Важнейшей задачей современной химии являются тепловые эффекты реакций, предсказывающие количество энергии, выделяемой или поглощаемой в ходе процесса, а также их экспериментальные методы определения. В исследуемую группу термодинамических параметров попадает энтальпия.

В процессе написания курсовой работы были выполнены все задачи, поставленные в начале изучения объекта и предмета исследования. Было обнаружено в современных условиях разнообразие методов определения энтальпий образования.

Можно сделать вывод, что изучение тепловых эффектов и экспериментальные методы определения энтальпий образования должно войти в перспективные изучаемые области современной химии. Тепловые эффекты имеют важную роль в различных областях. Дальнейшее развитие экспериментальных методов энтальпий образования позволит совершить современной науке прорыв.

## СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ И ЛИТЕРАТУРЫ

1. Зарубин Д.П. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / Д.П. Зарубин. – М.: znanium.com, 2017– . – Режим доступа к учебному пособию: <https://new.znanium.com/read?pid=469097> – 15.02.2020.
2. Буданов В.В. Химическая термодинамика [Электронный ресурс]: учебник для бакалавриата, магистратуры, специалитета / В.В. Буданов, А.И. Максимов. – СПб.: ЛАНЬ, 2017– . – Режим доступа к учебнику: <https://e.lanbook.com/reader/book/89932/#4> – 16.02.2020.
3. Борщевский А.Я. Физическая химия. Том 1. Общая и химическая термодинамика [Электронный ресурс]: учебник / А.Я. Борщевский. – М.: znanium.com, 2017– . – Режим доступа к учебнику: <https://new.znanium.com/read?pid=543133> – 18.02.2020.
4. Морозов А.Н. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебник / А.Н. Морозов, В.В. Луков. – М.: znanium.com, 2018– . – Режим доступа к учебнику: <https://new.znanium.com/read?pid=1039768> – 20.02.2020.
5. Свиридов В.В. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебник для бакалавриата, магистратуры, специалитета, аспирантуры / В.В. Свиридов, А.В. Свиридов – СПб.: ЛАНЬ, 2016– . – Режим доступа к учебнику: <https://e.lanbook.com/reader/book/87726/#1> – 20.02.2020.
6. The Standard Molar Enthalpies of Formation of Nano-ZnO Particles with Different Morphologies [Электронный ресурс]: журнал наноматериалов / Ya Li Xinmin Wu– М.: College of Chemical Engineering, Beijing Institute of Petro-Chemical Technology, Beijing 102617, China, 2015– . – Режим доступа к журналу: <https://www.hindawi.com/journals/jnm/2015/738909/> – 25.02.2020.
7. Thermodynamic Study of Racemic Ibuprofen Separation by Liquid Chromatography Using Cellulose-Based Stationary Phase [Электронный ресурс]: журнал международных исследований хроматографии / Wilson M. Ferrari, Ana C. Nascimento, Jean V. Moreira, and Marco A. Cremasco – М.: Chemical

Engineering School, University of Campinas (UNICAMP), Av. Albert Einstein 500, Zip Code 13083-852, Campinas, SP, Brazil, 2016– . – Режим доступа к журналу: <https://www.hindawi.com/journals/cri/2016/7484731/> – 02.03.2020

8. Морачевский А.Г. Электрохимия расплавленных солей [Электронный ресурс]: учебник для бакалавриата, специалитета, магистратуры, аспирантуры / А.Г. Морачевский, Е.Г. Фирсова – СПб.: ЛАНЬ, 2017– . – Режим доступа к учебнику: <https://e.lanbook.com/reader/book/93700/#1> – 05.03.2020.

9. Иванов Д.А. Экспериментальное и теоретическое определение структурных и энергетических параметров компонентов пара надо бромидом натрия и трибромидом лантана [Электронный ресурс]: Журнал успехи в химии и химические технологии / Д.А Иванов, Л.С. Кудин – СПб.: ЛАНЬ, 2007. – №4. – С. 72. – . – Режим доступа к журналу <https://e.lanbook.com/reader/journalArticle/165603/#1> – 15.03.2020.

10. И. В. Сынков Особенности выбора климатических параметров при проектировании систем холодоснабжения СКВ [Электронный ресурс]: Журнал АВОК Кондиционирование воздуха.– 2016.– №3. – Режим доступа к журналу: [https://www.abok.ru/for\\_spec/articles.php?nid=6376](https://www.abok.ru/for_spec/articles.php?nid=6376) – 22.03.2020.