

Задание:

1. Составить конспект теоретической части.
2. Ответить на вопросы теста согласно списку.
3. Ответы отправить на эл. почту bandreeva68@mail.ru не позже 15.00 07.04.2020

Основы термодинамики

Термодинамика - наука, изучающая закономерности процессов, сопровождающихся взаимным превращением различных видов энергии (например, взаимные превращения тепла и работы). Термодинамический метод позволяет определить количественные соотношения при превращении различных видов энергии, установить возможность протекания данного процесса и его глубину, т.е. равновесное состояние, до которого он может протекать в данных условиях.

I закон термодинамики

Формулировки I закона термодинамики:

- **Невозможно создать вечный двигатель, т.е. такой, который производил бы работу без каких-либо затрат энергии.**
 - **Энергия не создается и не уничтожается.**
 - **В любой изолированной системе общее количество энергии постоянно.**
- Изолированная система** - термодинамическая система, которая не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией

Первое начало термодинамики по существу выражает закон сохранения энергии. Для системы, окруженной замкнутой границей, через которую не происходит переноса вещества, справедливо соотношение

$$Q = \Delta U + A = (U_2 - U_1) + A$$

где U_1 и U_2 – энергии системы в состояниях 1 и 2;

Q – теплота, полученная от внешних источников;

A – работа, совершенная системой над внешними телами в процессе, посредством которого система переходит из состояния 1 в состояние 2.

Если процесс – химическая реакция, то обычно ее проводят в таких условиях, чтобы можно было отделить энергию химического превращения от энергии, связанной с одновременными изменениями температуры или давления. Поэтому энергию (теплоту) химической реакции обычно определяют в условиях, в которых продукты находятся при тех же температуре и давлении, что и реагенты. Энергия химической реакции тогда определяется теплотой Q , полученной от окружающей среды или переданной ей.

Теплота, полученная системой (Q), расходуется на работу (A), совершаемую системой и увеличение ее внутренней энергии (ΔU). Внутренняя энергия является функцией состояния системы и определяется параметрами системы.

Теплота и работа представляют собой формы передачи энергии и поэтому являются функциями процессов.

Для систем, не совершающих полезной работы ($A=0$), первый закон термодинамики принимает вид:

$$\delta Q = dU + PdV$$

Величина $H=U+PV$ называется *энтальпией* (или *теплосодержанием системы*). Энтальпия, подобно внутренней энергии, является функцией состояния системы и определяется ее параметрами:

$$\delta Q_p = dH, Q_p = \Delta H.$$

Закон Гесса. Тепловые эффекты химических реакций

Как известно, большинство химических реакций сопровождаются выделением (экзотермические реакции) либо поглощением (эндотермические реакции) теплоты. Первое начало термодинамики дает возможность рассчитать тепловой эффект химической реакции при различных условиях её проведения.

Тепловым эффектом называется количество выделенной или поглощенной теплоты при следующих условиях: система совершает только работу расширения, объем или давление остаются постоянными, температуры исходных и конечных веществ одинаковы, реакция протекает практически до конца.

Тепловой эффект относят, как правило, к числу молей прореагировавшего исходного вещества, стехиометрический коэффициент перед которым максимален.

Например, реакцию окисления водорода в химической термодинамике записывают в виде:



и тепловой эффект рассчитывают на 1 моль водорода.

Тепловые эффекты, сопровождающие протекание химических реакций, являются предметом одного из разделов химической термодинамики – термохимии. Определим некоторые понятия термохимии.

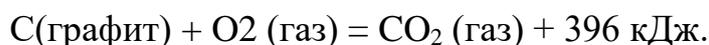
Теплота образования вещества – тепловой эффект реакции образования 1 моля сложного вещества из простых. Теплоты образования простых веществ принимаются равными нулю.

Теплота сгорания вещества – тепловой эффект реакции окисления 1 моля вещества в избытке кислорода до высших устойчивых оксидов.

Термохимические уравнения реакций - уравнения, в которых указан тепловой эффект, условия реакций и агрегатные состояния веществ. Обычно в качестве теплового эффекта указывается энтальпия реакции. Например,



Тепловой эффект можно записать в уравнении реакции:



В химической термодинамике первая форма записи употребляется чаще.

Если в результате реакции теплота выделяется, т.е. энтальпия системы понижается ($\Delta H < 0$), то реакция называется экзотермической.

Реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты, т.е. с повышением энтальпии системы ($\Delta H > 0$), называются эндотермическими.

Особенности термохимических уравнений.

1. Тепловой эффект зависит от массы реагирующего вещества, поэтому его обычно рассчитывают на один моль вещества. В связи с этим в термохимических уравнениях можно использовать дробные коэффициенты. Например, для случая образования одного моля хлороводорода термохимическое уравнение записывается так:



2. Тепловые эффекты зависят от агрегатного состояния реагентов; оно указывается в термохимических уравнениях индексами: ж - жидкое, г - газообразное, т - твердое или к – кристаллическое, р – растворенное.



3. С термохимическими уравнениями можно производить алгебраические действия (их можно складывать, вычитать, умножать на любые коэффициенты вместе с тепловым эффектом).

Термохимические уравнения более полно, чем обычные, отражают происходящие при реакции изменения - они показывают не только качественный и количественный состав реагентов и продуктов, но и количественные превращения энергии, которыми данная реакция сопровождается.

Для расчета тепловых эффектов различных процессов, (в том числе и состоящих из нескольких этапов) применяют **закона Гесса «Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути процесса, и определяется лишь состоянием исходных и конечных веществ, в ней участвующих».**

Тепловой эффект химической реакции равен разности сумм произведений энтальпий образования конечных и исходных веществ на стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

$$\Delta H^0_{298} = \sum n_{\text{кон}}(\Delta_f H^0_{298})_{\text{кон}} - \sum n_{\text{нач}}(\Delta_f H^0_{298})_{\text{нач}},$$

где ΔH^0_{298} – тепловой эффект реакции, кДж/моль;

$\Delta_f H^0_{298}$ – стандартная энтальпия образования вещества, кДж/моль;

Для различных веществ при нормальных условиях ($P_0=101,3$ кПа; $T_0=298$ К) энтальпии образования приводятся справочниках физико-химических величин. Стандартные энтальпии образования элементов (простых веществ) принимаются равными нулю.

Знак энтальпии определяется “с точки зрения” самой системы: при выделении теплоты (реакция экзотермическая) изменение энтальпии отрицательно, при поглощении теплоты (реакция эндотермическая) изменение энтальпии положительно.

Из закона Гесса вытекают следующие положения:

- 1) Теплота образования соединения из исходных веществ не зависит от способа получения этого соединения;
- 2) Теплота разложения соединения до определенных исходных веществ равна и противоположна по знаку теплоте образования соединения из этих веществ;
- 3) Если из двух разных систем в результате различных процессов образуются одинаковые продукты, то разность между теплотами этих процессов равна теплоте перехода первой системы во вторую.

Вариант 1

1. Термодинамический процесс, протекающий при постоянном объеме, называется:
1) изобарным; 2) адиабатным; 3) изотермическим; 4) изохорным.
2. Согласно первому закону термодинамики:
1) производимая системой работа всегда больше, чем теплота, затраченная на ее производство; 2) производимая системой работа всегда равна теплоте, затраченной на ее производство; 3) невозможно создать двигатель, который производил бы работу без каких-либо затрат энергии; 4) возможен двигатель, совершающий сколь угодно долго работу, без подведения энергии извне.
3. Энтальпия системы определяется соотношением:
1) $U_2 - U_1 = \Delta U$; 2) $A = p \cdot \Delta V$; 3) $H = U + pV$; 4) $G = H - TS$.
4. Термодинамической формой записи уравнения химической реакции является:
1) $C_{(г)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$; 2) $C_{(г)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$; $\Delta H_{298K} = - 393,5$ кДж; 3) $C_{(г)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 393,5$ кДж; 4) $C + O_2 = CO_2$.
5. Согласно следствию из закона Гесса, тепловой эффект химической реакции равен:
1) сумме теплот образования конечных веществ за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов; 2) сумме теплот образования исходных веществ за вычетом суммы теплот образования конечных с учетом их стехиометрических коэффициентов; 3) сумме теплот образования конечных и исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов; 4) сумме теплот образования конечных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов.

Вариант 2

1. Термодинамический процесс, протекающий при постоянном давлении, называется:
1) изобарным; 2) адиабатным; 3) изотермическим; 4) изохорным.
2. Энтальпия по своему численному значению:
1) равна внутренней энергии системы; 2) больше внутренней энергии системы на величину работы расширения, совершенной при изменении объема системы от 0 до V;

<p>3) меньше внутренней энергии системы на величину работы сжатия, совершенную при изменении объема системы от V до 0;</p> <p>4) может как совпадать с внутренней энергией, так и отличаться от нее в ту или другую сторону.</p>
<p>3. Термохимическим является следующее уравнение химической реакции:</p> <p>1) $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$;</p> <p>2) $\text{H}_{2(\text{г})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$;</p> <p>3) $\text{H}_{2(\text{г})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 285,83 \text{ кДж}$;</p> <p>4) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$.</p>
<p>4. Выражение: «Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути ее осуществления, а определяется только начальным и конечным состоянием системы» является формулировкой:</p> <p>1) первого начала термодинамики;</p> <p>2) второго начала термодинамики;</p> <p>3) закона сохранения энергии;</p> <p>4) закона Гесса.</p>
<p>5. Для экзотермической реакции:</p> <p>1) $\Delta H_{(\text{химической реакции})} > 0$;</p> <p>2) $\Delta H_{(\text{химической реакции})} < 0$;</p> <p>3) $\Delta H_{(\text{химической реакции})} = \Delta U$;</p> <p>4) $\Delta H_{(\text{химической реакции})} = 0$.</p>

Вариант 1: Банкетов, Бузин, Волнухина, Ермиличев, Захарова;
Краснощекова, Кузнецов, Медведева, Лынный; Мустафин;

Вариант 2: Неповиннова, Осипова, Пундикова, Санкевич, Сатин;
Сердягин, Токторов, Ханвалиева, Хорошев, Щербаков