Министерство образования и науки Российской Федерации

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования

«Национальный исследовательский Томский политехнический Университет»



Центр цифровых

образовательных технологий

15.03.01 «Машиностроение»

Индивидуальное домашнее задание

Практическое задание № 3

**Вариант – 20**

по дисциплине:

**Химия 1.5**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Исполнитель:** |  | | | | |
|  |  |  |  |  | 02.07.2019 |
|  |  |  |  |  |  |
| **Руководитель:** |  | | | | |
| преподаватель |  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |  |

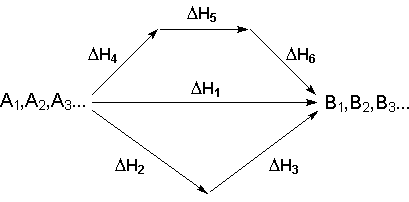
Томск – 2019

156. Как формулируется основной закон термохимии и его следствие, как записывается следствие в математическом виде? Написать термохимическое уравнение реакции горения метана, вычислить энтальпию реакции, а также количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 м3 метана (объем измерен при н.у.).

Решение

Основным законом термохимии является закон [Гесса](http://physchem.chimfak.rsu.ru/Source/History/Persones/Hess.html), являющийся частным случаем первого начала термодинамики: Тепловой эффект химической реакции, проводимой в изобарно-изотермических или изохорно-изотермических условиях, зависит только от вида и состояния исходных веществ и продуктов реакции и не зависит от пути её протекания.

Пусть проходит химический процесс превращения исходных веществ А1, А2, А3... в продукты реакции В1, В2, В3..., который может быть осуществлен различными путями в одну или несколько стадий:



Согласно закону Гесса, тепловые эффекты всех этих реакций связаны следующим соотношением:



Практическое значение закона Гесса состоит в том, что он позволяет рассчитывать тепловые эффекты химических процессов. В термохимических расчетах обычно используют ряд следствий из закона Гесса:

1.  Тепловой эффект прямой реакции равен по величине и противоположен по знаку тепловому эффекту обратной реакции (закон [Лавуазье](http://physchem.chimfak.rsu.ru/Source/History/Persones/Lavoisier.html) – [Лапласа](http://physchem.chimfak.rsu.ru/Source/History/Persones/Laplace.html)).

2.  Для двух реакций, имеющих одинаковые исходные, но разные конечные состояния, разность тепловых эффектов представляет собой тепловой эффект перехода из одного конечного состояния в другое.

С + О2  ––>  СО + 1/2 О2                   ΔН1

С + О2  ––>  СО2                               ΔН2

СО + 1/2 О2  ––>  СО2                      ΔН3



3.  Для двух реакций, имеющих одинаковые конечные, но разные исходные состояния, разность тепловых эффектов представляет собой тепловой эффект перехода из одного исходного состояния в другое.

С(алмаз) + О2  ––>  СО2               ΔН1

С(графит) + О2  ––>  СО2              ΔН2

С(алмаз) ––>  С(графит)                  ΔН3



4.  Тепловой эффект химической реакции равен разности сумм теплот образования продуктов реакции и исходных веществ, умноженных на стехиометрические коэффициенты.



5.  Тепловой эффект химической реакции равен разности сумм теплот сгорания исходных веществ и продуктов реакции, умноженных на стехиометрические коэффициенты.



Реакция горения метана протекает по уравнению:

СН4(г)+ 2О2 (г)= СО2(г)+ 2Н2О(г)

Пользуясь следствием из закона Гесса и справочными данными, вычисляем тепловой эффект этой реакции:

ΔΗ 0х.р. =(Δ*f*Η 0СО2 +2 Δ*f*Η 0Н2О)– (Δ*f*Η 0CH4 + 2Δ*f*Η 0O2)

ΔΗ0х.р. = [-393,5+ 2(-241,8)] – (-74,85+ 2⋅0)= – 802,25 кДж

Термохимическое уравнение реакции горения метана имеет вид:

СН4(г)+ 2О2 (г)= СО2(г)+ 2Н2О(г),ΔΗ0х.р. = –802,25 кДж

Тепловой эффект обычно относят к одному молю вещества. Следовательно, при сжигании 1 моль СН4 выделяется 802,25 кДж теплоты. Однако по условию задачи сжигается 1 м3 метана (1000 л), что составляет

1000 / 22,4 = 44,64 моль СН4,

где 22,4 л/моль – мольный объем любого газа при нормальных условиях.

Таким образом, при сгорании 44,64 моль (1000 л) СН4 выделится 44,64⋅802,25 =35815 кДж теплоты.

171. Установить, возможна или невозможна при 127 °С в неизолированной системе реакция

Cu(к) + ZnO(к) = CuO(к) + Zn(к).

Решение

### Вычисляем энтальпию ΔΗ0х.р. и энтропию ΔS0х.р. химической реакции, используя данные таблицы 4.1:

ΔΗ0х.р. = (Δ*f*Η0CuO + Δ*f*Η0Zn) – (Δ*f*Η0Cu + 3Δ*f*Η0ZnO)

ΔΗ0х.р.= [–162,0 + 0] – [0 + (-350,6)] = +188,6 кДж;

ΔS0х.р. = (S0CuO  +S0 Zn) – (S0Cu  + S0 ZnO)

ΔS0х. р = (42,6 +41,6) – (33,1 + 43,6) = 7,5 Дж/К или 0,075 кДж/0К

#### Энергию Гиббса при соответствующей температуре находим из соотношения:

ΔG0х.р=ΔΗ0х.р – ТΔS0х.р

Т=127+273=400 К

ΔG0400 = 188,6 – 400⋅0,075 = +158,6 кДж

Так как ΔG0400> 0, то данная реакция невозможна при 127 °С.

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

2H2(г) + O2 (г) ↔2H2O(г); ΔΗ0= –483,6 кДж/моль;

CaCO3(к) ↔CaO(к) + CO2 (г); ΔΗ0 = 179,0 кДж/моль

при повышении температуры и при понижении давления?

Решение

Принцип Ле Шателье (принцип смещения химического равновесия): если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие, то система перейдёт в другое состояние равновесия так, чтобы уменьшить эффект внешнего воздействия.

Рассмотрим направление смещения равновесия реакций при повышении температуры и при понижении давления:

2H2(г) + O2 (г) ↔2H2O(г); ΔΗ0= –483,6 кДж/моль;

Так как прямая реакция экзотермическая, а обратная – эндотермическая, то при повышении температуры равновесие сместится в сторону обратной реакции (эндотермической).

Так как прямая реакция идёт с уменьшением давления (из трёх моль газа образуется два моль газообразных продуктов), то при понижении давления равновесие сместится в сторону обратной реакции.

CaCO3(к) ↔CaO(к) + CO2 (г); ΔΗ0 = 179,0 кДж/моль

Так как прямая реакция эндотермическая, а обратная – экзотермическая, то при повышении температуры равновесие сместится в сторону прямой реакции (эндотермической).

Так как прямая реакция идёт с увеличением давления (в процессе реакции образуется один моль газообразных продуктов), то при понижении давления равновесие сместится в сторону прямой реакции.

224. Реакция 2NO = N2 + O2 характеризуется высоким значением энергии активации (290 кДж/моль), а реакция 2NO + O2 = 2NO2 – низким (10 кДж/моль). Как изменяются скорости этих реакций при повышении температуры на 10 °, например от 27 °С до 37 °С? Согласуется ли это изменение скоростей реакций с правилом Вант-Гоффа?

Решение

Из уравнения Аррениуса находим:









где Ea- энергия активации,

k  и k'  - константы скорости реакции,

Т – температура в К (298).





Учитывая зависимость константы скорости реакции от изменения температуры, получим:



Подставляя в последнее уравнение данные задачи и, выражая энергию активации в джоулях, получим:

Реакция 2NO = N2 + O2:







По правилу Вант-Гоффа







Это изменение скоростей реакций не согласуется с правилом Вант-Гоффа, так как температурный коэффициент должен находиться в пределах 2 – 4.

Реакция 2NO + O2 = 2NO2:







По правилу Вант-Гоффа







Это изменение скоростей реакций не согласуется с правилом Вант-Гоффа, так как температурный коэффициент должен находиться в пределах 2 – 4.