

## Энтальпии многих реакций не поддаются экспериментальному определению по той причине, что эти реакции

Энтальпии многих реакций не поддаются экспериментальному определению по той причине, что эти реакции невозможно провести в лабораторных условиях. Например, в лабораторных условиях нельзя определить энтальпию образования этанола, поскольку его невозможно синтезировать из углерода, водорода и кислорода. Энтальпии подобных реакций могут быть вычислены по известным энтальпиям других реакций с помощью одного из следствий первого закона термодинамики. Это следствие называется законом аддитивности теплот реакций или законом Гесса. Закон Гесса утверждает, что если какое-либо превращение может быть осуществлено несколькими разными путями, то результирующее изменение энтальпии одинаково для любого пути. Это означает, что если какую-либо реакцию теоретически представить в виде нескольких последовательных стадий, то изменение энтальпии для полной реакции должно быть равно сумме изменений энтальпии на каждой стадии (рис. 5.9). Рассмотрим в качестве примера реакцию горения графита. Ниже указаны два возможных пути осуществления этой реакции. Окончательный результат реакции одинаков для каждого из двух путей ее проведения: один моль графита соединяется с одним молем кислорода с образованием одного моля диоксида углерода. Согласно закону Гесса, можно записать Путь А, в сущности, представляет собой образование диоксида углерода из свободных элементов в их стандартных состояниях. Это означает, что Точно так же стадия представляет собой образование монооксида углерода из свободных элементов в их стандартных состояниях. Следовательно, Подставив эти стандартные молярные энтальпии образования в уравнение (11), Рис. 5.9. Иллюстрация к закону Гесса. получим Преобразуя это уравнение, находим Полученный результат показывает, что стандартную молярную энтальпию для стадии можно вычислить, зная стандартные молярные энтальпии образования реагентов и продуктов. Стандартная молярная энтальпия образования всякого свободного элемента по определению равна нулю, и, следовательно, в приведенное выше выражение не требуется включать стандартную молярную энтальпию образования кислорода. Аналогичное соотношение можно вывести для любой химической реакции. Если обозначить символом стандартную молярную энтальпию произвольной реакции, то в общем виде можно записать (Греческая буква (сигма) означает математическую операцию суммирования. В суммах, входящих в уравнение (12), должно учитываться такое число молей каждого реагента и продукта, которое соответствует стехиометрическому (сбалансированному) уравнению, описывающему рассматриваемую реакцию.) Уравнение (12) представляет собой наиболее употребительную математическую формулировку закона Гесса. Пример Вычислим стандартную

Ссылка на статью: [Энтальпии многих реакций не поддаются экспериментальному определению по той причине, что эти реакции](#)