Группа: 112 химия

Урок: 79-80

Тема: «Классификация химичсеких реакций. Решение задач».

**Химическая реакция** — это превращение одних веществ (реагентов) в другие, отличающиеся по химическому составу или строению (продукты реакции).

**ПРИЗНАКИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

Химическое превращение от физического всегда можно отличить по наличию одного или нескольких признаков:

* изменение цвета;
* выпадение осадка;
* выделение газа;
* образование слабодиссоциированных веществ (например, воды);
* выделение энергии (тепловой или световой).

**ТИПЫ КЛАССИФИКАЦИЙ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

Существует несколько подходов к классификации химических реакций^

* по числу и составу реагирующих и образующихся веществ
* по изменению степени окисления
* по агрегатному состоянию реагирующих веществ
* по тепловому эффекту
* по участию катализатора
* по направлению протекания реакции

Рассмотрим их подробнее.

**КЛАССИФИКАЦИЯ  ПО ЧИСЛУ И СОСТАВУ РЕАГИРУЮЩИХ И ОБРАЗУЮЩИХСЯ ВЕЩЕСТВ**



Например:

CaO+CO2=CaCO3

CaCO3=CaO+CO2

Первая реакция является реакцией соединения (иногда говорят присоединения), поскольку из двух веществ получается одно. Во второй реакции, наоборот, из одного вещества получается два и это реакция разложения.

В реакциях замещения простое вещество замещает один из элементов в сложном веществе, в результате чего получается новое просто вещество и новое сложное вещество. Например:

2Al+Fe2O3=2Fe+Al2O3

В реакциях обмена два сложных вещества обмениваются своими составными частями и образуется два новых сложных вещества:

2NaOH+H2SO4=Na2SO4+2H2O

**КЛАССИФИКАЦИЯ  ПО ИЗМЕНЕНИЮ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ**

**Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)** — реакции, протекающие с изменением степеней окисления элемента(ов).

В любой окислительно-восстановительной реакции (ОВР) всегда должен быть как минимум один элемент, повышающий степень окисления (**восстановитель**), и другой — понижающий степень окисления (**окислитель**).

**КЛАССИФИКАЦИЯ  ПО ТЕПЛОВОМУ ЭФФЕКТУ**

**Тепловой эффект реакции** — ΔQ — теплота, поглощаемая или выделяемая системой в ходе химической реакции.

**Экзотермические реакции** — реакции, протекающие с выделением тепла (+Q)

Самые типичные экзотермические реакции — это реакции горения:

CH4+2O2=CO2+2H2O+Q

Иногда энергетический "выигрыш" настолько велик, что происходит выделение и тепловой и световой энергии, что чаще всего принято называть взрывом. Например, горение метана в атмосфере воздуха.

В случае, если на образование новых химических связей требуется энергия большая, чем выделилась при разрыве старых связей, то системе требуется дополнительная подача тепла.

**Эндотермические реакции** — реакции, протекающие с поглощением тепла (-Q)

Например,

CaCO3→t,∘CCaO+CO2−Q

**Термохимические уравнения** — уравнения химических реакций с указанием теплового эффекта реакции.

Подробнее термохимические уравнения будут рассмотрены в соответствующем разделе.

**КЛАССИФИКАЦИЯ  ПО АГРЕГАТНОМУ СОСТОЯНИЮ РЕАГЕНТОВ**

Напомним, что существует четыре агрегатных состояния вещества: газ, жидкость, твердое и плазма (последнее встречается крайне редко).

Реакции, протекающие в одной фазе называются **гомогенными**, например реакция между двумя растворами или между двумя газами. Реакции, протекающие на границе раздела фаз, называются **гетерогенными**.

Граница раздела фаз присутствует в системе, образованной, например, жидкостью и твердым телом (металл и кислота), твердым телом и газом (гетерогенный катализ), двумя несмешивающимися жидкостями (масло и вода). Чаще всего химические реакции являются гетерогенными.

Агрегатное состояние вещества обычно обозначается буквами русского алфавита нижним индексом в скобках : (г) — газ, (ж) — жидкость, (т) — твердое.

**КЛАССИФИКАЦИЯ  ПО НАЛИЧИЮ КАТАЛИЗАТОРА**

**Катализатор** — вещество, которое ускоряет скорость химической реакции, но само при этом не расходуется.

**Ингибитор** — вещество, замедляющее или предотвращающее протекание химической реакции.

Следует понимать, что катализатор участвует в реакции и претерпевает ряд изменений (каталитический цикл), превращается в промежуточные соединения, которые разрушаются к концу каталитического цикла, превращаясь в исходный катализатор. Поэтому иногда в учебниках встречается формулировка: "катализатор в реакции не расходуется".

|  |
| --- |
| **Классификация реакций по наличию катализатора** |
| **каталитические** | **некаталитические** |
| с участием катализатора | без участия катализатора |
| 2KClO3/xrightarrow[]MnO22KCl+3O2↑ | 2HgO/xrightarrow[]t,∘C2Hg+O2 |

Природные катализаторы -  **ферменты**, способны в мягких условиях (например, t тела человека равна 36,6 градуса) способствовать тому, что биохимические процессы в организме протекают с эффективностью, близкой к 100%, в то время, как выход промышленных химических процессов редко составляет более 50%.

Ингибиторы используются в быту и в промышленности для подавления протекания нежелательных процессов: старения полимеров, окисления топлива и смазочных масел, пищевых жиров и др. Например, ортофосфорная кислота замедляет процессы окисления железа (коррозию), поэтому ее используют для предотвращения ржавления. Часто ингибиторы используются в медицине, в лекарственных препаратах, например ингибиторы образования ферментов и др

**КЛАССИФИКАЦИЯ  ПО НАПРАВЛЕНИЮ  ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИИ**

Реакции, которые при заданных условиях протекают как в прямом, так и в обратном направлении, называют **обратимыми.**

|  |
| --- |
| **Классификация реакций по направлению реакций** |
| **обратимые** | **необратимые** |
| протекают одновременно в двух противоположных направлениях | протекают в одном направлении (необратимо) |
| 2H2+O2/Leftrightarrow2H2O | KOH+HNO3=KNO3+H2O |

При записи таких реакций вместо знака равенства используют противоположно направленные стрелки: "↔". В этом случае может наступить состояние равновесия. Это означает, что скорость прямого процесса становится равной скорости обратного процесса. С точки зрения получения конечных продуктов - обратимость реакции является негативным явлением, поэтому часто в промышленных химических процессах приходится смещать химическое равновесие различными способами. Способы смещения химического равнвесия подробно рассматриваются в теме: "Химическое равновесие".

Обратимые реакции очень распространены в химии. К ним относятся диссоциация воды и слабых кислот, гидролиз некоторых солей, реакции водорода с бромом, иодом и азотом, многие промышленно важные реакции, такие как:

 (г)(г)(г)2SO2(г)+O2(г)=2SO3(г)

 (г)(г)(г)CO(г)+2H2(г)=CH3OH(г)

 (г)(г)(г)2CH4(г)=C2H2(г)+3H2(г)

 (г)(г)(г)C2H4(г)+H2O(г)=C2H5OH(г)

 (тв)(г)(г)(г)C(тв)+H2O(г)=CO(г)+H2(г)

 (г)(г)(г)(г)CH4(г)+H2O(г)=CO(г)+3H2(г).

**Домашнее задание:** написать конспект.