

«ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ»

Лекция № 2

Дисциплина «Химия 1»

для студентов очного отделения

Лектор: к.т.н., Мачехина Ксения Игоревна

* План лекции

1. Основные законы химии

1. Основные законы химии

Различают:

1. фундаментальные законы,
2. стехиометрические законы.

Фундаментальные законы:

- ✓ закон сохранения массы,
- ✓ закон сохранения энергии,
- ✓ закон сохранения заряда,
- ✓ периодический закон.

1. Основные законы химии

Закон эквивалентов (И.Б. Рихтер, 1792 г.)

Массы (объемы) веществ, реагирующих без остатка, пропорциональны их эквивалентным массам (объемам)

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э}1}}{M_{\text{Э}2}} \quad \text{или} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{Э}1}}{V_{\text{Э}2}}$$

1, 2 – любые два вещества из уравнения хим. реакции

1. Основные законы химии

Закон постоянства состава

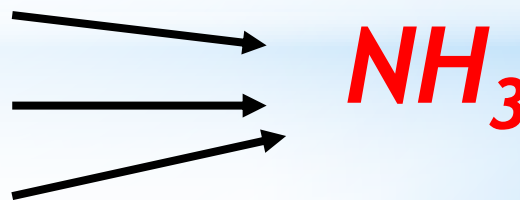
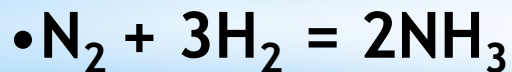
Любое химически чистое соединение, не зависимо от способа его получения, имеет один и тот же постоянный состав.



Ж. Л. Пруст

1754 - 1826

Получение аммиака



1. Основные законы химии

Закон удельных теплоёмкостей

Произведение удельной теплоёмкости ($c_{уд.}$) простого вещества в твёрдом состоянии на его атомную массу (A) является величиной приблизительно постоянной равной 26 Дж/К·моль.

$$C_{уд.} \cdot A \approx 26 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль.}$$

1. Основные законы химии

Закон Бойля-Мариотта

Для данной массы идеального газа при постоянной температуре произведение объема газа на соответствующее ему давление есть величина постоянная

при $T = \text{const}$:

$$P \cdot V = \text{const}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

1. Основные законы химии

Закон Гей-Люсаака

Для данной массы идеального газа при постоянном давлении отношение объема идеального газа к его абсолютной температуре есть величина постоянная.

при $P=\text{const}$:
$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

при $V=\text{const}$:
$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

1. Основные законы химии

Уравнение Клапейрона

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \text{const}$$

Уравнение используется для приведения объемов (V_1, V_2) газов от одних условий (P_1, T_1) к другим (P_2, T_2).

1. Основные законы химии

Закон Авогадро

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул



*Амедео
Авогадро
(1776-1856)*

Только для газов!

1. Основные законы химии

Следствие 1: один моль любого газа при н. у. занимает объем, равный $\sim 22,4$ л

Нормальные условия:

$$T_0 = 273\text{K} \quad \text{и} \quad P = 101,3 \text{ кПа}$$

Молярный объем:

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

1. Основные законы химии

Следствие 2: Отношение масс равных объемов газов равно отношению их молекулярных масс

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = D \quad D - \text{относительная плотность}$$

Относительная плотность по воздуху:

$$D_{\text{возд}} = \frac{M_2}{M_{\text{возд}}} = \frac{M_2}{29}$$

1. Основные законы химии

Следует отметить, что состояние газа определяется температурой, давлением, объемом.

Принято обозначать при н.у. P_0 , V_0 , T_0 .

1. Основные законы химии

Уравнение Клапейрона

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \text{const}$$

Уравнение используется для приведения объемов (V_1, V_2) газов от одних условий (P_1, T_1) к другим (P_2, T_2).

1. Основные законы химии

При нормальных условиях

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = R = \text{const}$$

R – универсальная газовая постоянная

В системе СИ: **R = 8,314** Дж/моль·К или 8,314 Па·м³/ моль·К.

1. Основные законы химии

Уравнение Менделеева – Клапейрона

$$P \cdot V = \frac{m}{M} R \cdot T$$

P – давление газа, Па

V – объем газа, м³

m – масса газа, г

M – молярная масса газа, г/моль

R=8,314 Па·м³/моль·К – универсальная газовая постоянная

T - температура, К

«**Основные законы Химии**»

Лектор: к.т.н., Мачехина Ксения Игоревна

<http://portal.tpu.ru/SHARED/m/MACHEKHINAKSU>

Email: mauthksu@yandex.ru

Научный парк ТПУ, ауд 308