

Химия

Урок № 1

Тема: «Введение. Основные понятия и законы химии».

«Новороссийский колледж строительства и экономики» (ГАПОУ КК «НКСЭ»)

Дисциплины: «Химия» и «Естествознание – Химия»

Тема «Основные понятия и законы химии»



2021 г.

Материал подготовлен кандидатом технических наук Кузьминой Ириной Викторовной



Содержание

Инструкция по использованию интерфейса
Основные понятия химии. Основные законы химии. Закон сохранения массы. Закон кратных отношений. Периодический закон. Газовые законы: Авогадро, Объемных отношений, Бойля – Мариотта, Гей-Люссака. Уравнение Менделеева-Клапейрона.
Практическая работа № 1 «Решение задач на нахождение массовой доли химических элементов в сложном веществе» (Химия). Проверим, как Вы поняли и запомнили пройденный материал. Вопросы и задачи для подготовки к контрольной работе.
Использованные источники.

Лекция

Цель: изучить основные понятия и законы химии.

Задачи: изучить

- повторить изученные в школе основные понятия химии,
- углубить свои знания об основных понятиях химии,
- повторить изученные в школе основные законы химии,
- углубить свои знания об основных законах химии.

Основные понятия химии

<p>Атомы – это мельчайшие <u>химически неделимые частицы</u> вещества.</p> <p>Молекула – это мельчайшая <u>частица вещества, обладающая химическими свойствами</u> данного вещества и состоящая из атомов, соединённых между собой химическими связями.</p>	<p>Относительная атомная масса (A_r) показывает, во сколько раз масса данного атома больше массы, принятой за эталон.</p> $A_r = \frac{m_a}{m_{\text{эталона}}}$
---	--

Истинные массы атомов (m_a) имеют значения от $1,67 \cdot 10^{-27}$ до $4,27 \cdot 10^{-25}$ кг.

Относительная атомная масса (A_r) показывает, во сколько раз масса данного атома больше массы, принятой за эталон.

В качестве такого эталона принята **1/12 массы атома углерода**.

Атомная единица массы (а.е.м.) – это 1/12 массы атома углерода.

Вид атомов, характеризующихся определённой совокупностью свойств, называют **химическим элементом**.

Химический элемент – понятие абстрактное, а **атом** – материальная, конкретная частица элемента с присущими ему параметрами: размером и массой.

Количество вещества – это число структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов и др.), образующих это вещество.

Моль (ν – читается ню) – количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов и других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C .

Основные законы химии

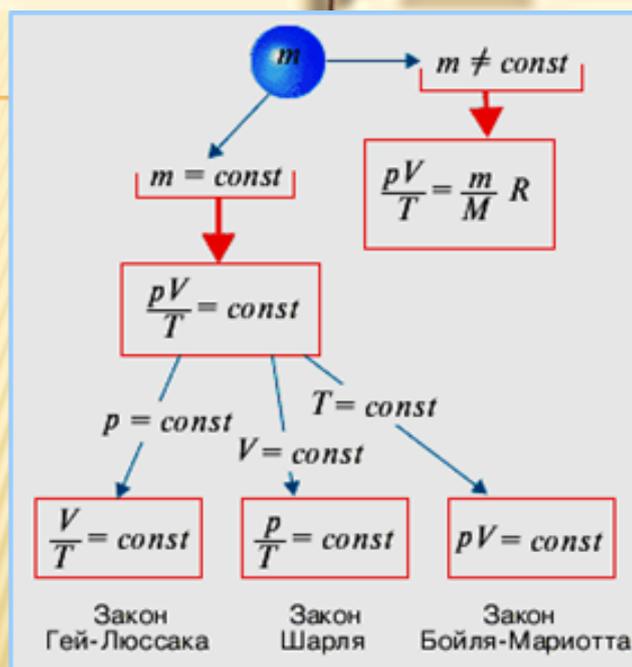
Название закона	Открыл закон...
<u>Сохранения массы</u>	Михаил Васильевич Ломоносов в 1748 г., Антуан Лоран Лавуазье в 1789 г.
<u>Постоянства состава вещества</u>	Жозеф Луи Пруст в 1799 г., Клод Луи Бертолле в 1808 г.,
<u>Кратных отношений</u>	Джон Дальтон в 1804 г.
<u>Периодический закон</u>	Д. И. Менделеев в 1869 г.
Газовые законы	
<u>Авогадро</u>	Амедео Авогадро в 1811 г., Станислао Канниццаро в 1858 г.
<u>Объемных отношений</u>	Жозеф Луи Гей-Люссак в 1808 г.
<u>Бойля – Мариотта</u>	Роберт Бойль в 1662 г., Эдм Мариотт в 1667 г.
<u>Гей-Люссака</u>	Жозеф Луи Гей-Люссак в 1802 г.
<u>Уравнение Менделеева-Клапейрона</u>	Менделеев , Клапейрон

Закон сохранения массы (Ломоносова-Лавуазье): масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, полученных в результате реакции.

Закон постоянства состава вещества: состав соединений молекулярной структуры (то есть состоящих из молекул) является постоянным независимо от способа получения; состав соединений с немолекулярной структурой (с атомной, ионной, металлической решеткой) не является постоянным и зависит от условий получения

Закон кратных отношений: если один и тот же элемент образует несколько соединений с другим элементом, то на одну и ту же массовую часть первого элемента будут приходиться такие массовые части второго, которые относятся друг к другу как небольшие целые числа.

Периодический закон Д.И. Менделеева: свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда атомных ядер.



Объединенный газовый закон

Закон Авогадро: В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

н. у.: $T_0 = 273 \text{ K}$,
 $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$.

Из закона Авогадро следует:

- одинаковое число молекул разных газов при одинаковых условиях занимают один и тот же объем;
- один моль любого газа (молярный объем V_m) при нормальных условиях (н. у.) составляет 22,4 л/моль.

H_2
2 г

1 моль
 $6,02 \cdot 10^{23}$
структурных
единиц

O_2
32 г

NaCl
58,5 г

Fe
56 г

H_2O
18 г

H_2SO_4
98 г

$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
342 г

Молярная масса

$M = \frac{m}{\nu}$
 $m = M \cdot \nu$
 $\nu = \frac{m}{M}$

M — молярная масса, кг/моль
 m — масса вещества, кг
 ν — количество вещества, моль

$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}$

$N_A = \frac{N}{\nu}$
 $N = N_A \cdot \nu$
 $\nu = \frac{N}{N_A}$

N — число атомов или молекул вещества
постоянная Авогадро
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$

n — количество вещества (моль)
 m — масса вещества (г)
 M — молярная масса вещества (г/моль)
 V — объем газа (л)
 V_m — молярный объем газа 22,4 $\frac{\text{л}}{\text{моль}}$ (н. у.)
 N — число структурных единиц вещества
 N_A — постоянная Авогадро $6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$
н. у. — нормальные условия (0°C ; 101,325 кПа – 1 атм)

Закон Бойля – Мариотта: для газа данной массы при постоянной температуре произведение давления газа на его объем постоянно:
 $PV = \text{const}$ при $T = \text{const}$

Уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$pV = \nu RT = \frac{m}{\mu} RT$$

Закон Гей-Люссака: для газа данной массы при постоянном давлении отношение объема к температуре постоянно:
 $V/T = \text{const}$ при $P = \text{const}$.

Уравнение состояния идеального газа:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

ВЕЛИЧИНА	ФОРМУЛА ДЛЯ РАСЧЁТА
Масса	$m = v \cdot M, m = V : V_m \cdot M, m = N / N_A \cdot M, m = m_0 \cdot N, m = C \cdot M \cdot V$
Количество вещества	$v = m : M, v = V : V_m, v = N : N_A, v = Q : Q_m$
Объём	$V = v \cdot V_m, V = m : M \cdot V_m, V = N : N_A \cdot V_m, V = m : \rho$
Число частиц	$N_0 = m / m_0, N_0 = v \cdot N_A, N_0 = m / M \cdot N_A, N_0 = V / V_m \cdot N_A$
Масса частицы	$m_0 = m : N_0, m_0 = M : N_A, m_0 = V_m \cdot \rho : N_A$
Молярный объём	$V_m = V : v, V_m = V \cdot M : m, V_m = V \cdot N_A : N_0, V_m = M : \rho$
Молярная масса	$M = m_0 \cdot N_A, M = D_{H_2} \cdot M_{H_2}$ $M = m : v, M = V_m \cdot \rho, M = m \cdot V_m : V, M = PV : mRT, M = m \cdot N_A : N_0$
Относительная молекулярная масса	$M_r = m_0 : 1/12 m_0 C, M_r = 2D_{H_2}, M_r = 32D_{O_2}, M_r = 29D_{возд.}$
Относительная плотность	$D = \rho_1 : \rho_2, D = M_1 : M_2, D = Mr_1 : Mr_2, D_{возд.} = M : 29$
Число Авогадро	$N_A = N_0 : v, N_A = M : m \cdot N_0, N_A = N_0 \cdot V_m : V, N_A = M : m_0$

Примечание: более полно с материалом можно познакомиться по презентации. По вопросам, приведенным в презентации, проверьте себя, насколько хорошо вы поняли материал.

Все возникшие вопросы можете задать на следующем уроке.