

**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА
И ПРОДОВОЛЬСТВИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ**

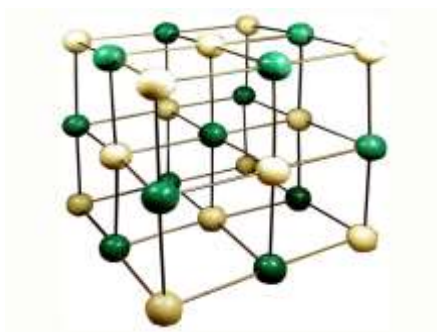
**УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«ГРОДНЕНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ»**

Кафедра химии

ОБЩАЯ ХИМИЯ

**ЛЕКЦИЯ:
ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ
ХИМИИ**

Для студентов инженерно-технологического факультета



Гродно 2016

УДК: 546 (076.5)

ББК 24.1 Я 73

Р 13

Рецензент: доктор биологических наук, доцент А.Ф. Макаричков

Апанович, З.В.

Основные понятия и законы химии. Лекция по курсу «Общая химия» для студентов инженерно-технологического факультета / З.В. Апанович. – Гродно : ГГАУ, 2016. – 30 с.

Учебно-методическое пособие включает лекцию по теме «Основные понятия и законы химии» курса «Общая химия» и предназначено для контролируемой самостоятельной работы студентов инженерно – технологического факультета. Использование студентами распечатки лекционной темы значительно экономит время для понимания материала, излагаемого лектором, и конспектирования.

УДК: 546 (076.5)
ББК 24.1 Я 73

Рекомендовано учебно-методической комиссией инженерно - технологического факультета УО «ГГАУ» (Протокол №10 от 29.06.2016 г.).

© УО «Гродненский государственный аграрный университет», 2016

© Апанович З.В., 2016

Содержание:	Стр.
1. Предмет химии. Основные химические понятия	4
2. Основные законы стехиометрии	9
а) закон сохранения массы и энергии	10
б) закон постоянства состава	11
в) закон кратных отношений.....	13
г) закон эквивалентов	13
3. Газовые законы	20
а) закон объемных отношений	20
б) закон Авогадро	20
в) объединенный газовый закон.....	21
4. Введение в химические проблемы экологии	23
Экологические аспекты действия неорганических веществ.....	26

Вопрос 1. Предмет химии. Основные химические понятия.

Современная химия – одна из естественных наук и представляет собой систему отдельных научных дисциплин: общей и неорганической, аналитической, органической, физической и коллоидной, геохимии, космохимии и т.д.

Химия изучает материальный мир во всем многообразии форм его существования и превращений.

Материя – это объективная реальность, существующая независимо от нашего сознания и данная нам в ощущениях.

Известны две формы существования материи – **вещество и поле.**

Вещество – материальное образование, состоящее из элементарных частиц, имеющих собственную массу или массу покоя. К элементарным частицам с конечной массой покоя относятся электроны и позитроны (лептоны), протоны и нейтроны (нуклоны), промежуточные по массе между лептонами и нуклонами – мезоны, гипероны и другие тяжелые частицы – барионы.

Все вещества состоят из атомов, следовательно, из электронов, протонов и нейтронов. Химия изучает первую форму существования материи – вещество. Химия – это наука, изучающая свойства и превращения веществ, сопровождающиеся изменением состава и строения (наука о веществах и их превращениях).

Вторая форма существования материи – **физическое поле** – материальная среда, в которой осуществляется взаимодействие частиц, не является непосредственным объектом химии. Специфика химической формы движения материи – изменение состава вещества.

«Химию называют наукой о качественных изменениях тел, происходящих под влиянием изменения количественного состава» (Энгельс).

Химия тесно связана с другими естественными науками – физикой, биологией, математикой, геологией.

На границе между геологией и химией возникла геохимия, изучающая распространенность и миграцию химических элементов на Земле. На стыке химии, биологии и геологии возникла биогеохимия, изучающая геохимические процессы с участием живых организмов.

Основатель научной химии М.В.Ломоносов говорил: «Химик без знания физики подобен человеку, который всего должен искать ощупом. И сии две науки так соединены между собою, что одна без другой в совершенстве быть не могут».

Доказательство этому – процветание в наше время физической химии и химической физики. Тесно соприкасается химия с биологией. На уровне молекулярной биологии целиком и полностью оправдываются слова Энгельса о том, что биология – химия белка. Яркое доказательство взаимосвязи – зарождение и бурное развитие биохимии, бионеорганической химии, биоорганической химии и др.

Нет ни одной отрасли народного хозяйства, где бы ни использовались достижения химии. Химическая промышленность выпускает пластические массы, искусственные волокна, синтетический каучук, красители, минеральные удобрения, лекарственные препараты и многое другое.

Химизация народного хозяйства – это внедрение методов химической технологии и продуктов химической промышленности в народное хозяйство с целью его интенсификации и повышения эффективности. В настоящее время создана единая специализированная агрохимическая служба страны, которая занимается применением химических продуктов и средств. Это минеральные удобрения и пестициды – химические средства защиты растений и животных от вредителей и болезней. Это химическая мелиорация – известкование кислых и гипсование засоленных почв, это кормовые добавки в животноводстве и консерванты для

сохранения продуктов. Это применение полимерных плёнок и технологии закрытого грунта, химический контроль сельхозугодий, санитарно-химический анализ сельхозпродукции.

В сельском хозяйстве широко применяются минеральные удобрения – соединения, содержащие необходимые для питания растений элементы, используемые для повышения плодородия почвы. Промышленность выпускает азотные, фосфорные, калийные и комплексные удобрения, соединение нескольких питательных компонентов и микроудобрения (соединения В, Сu, Zn, Ni, Mo, Mn, Co).

Широко внедрены **пестициды** – средства защиты растений от вредителей и болезней и **гербициды** – средства борьбы с сорняками.

К числу основополагающих обобщений химии и естествознания относятся: атомно-молекулярная теория, закон сохранения массы и энергии, периодический закон, теория химического строения.

Основные понятия химии даны в атомно-молекулярной теории, создателем которой является М.В. Ломоносов (1742г.) и он по праву считается основателем научной химии.

Основные положения атомно-молекулярной теории:

1. Все вещества состоят из молекул, атомов или ионов. **Молекула** – это наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.
2. Молекулы находятся в постоянном хаотическом движении, называемом тепловым, и с повышением температуры скорость движения молекул увеличивается.
3. Молекулы различных веществ отличаются друг от друга массой, размерами, составом, строением и химическими свойствами.
4. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов

(Fe, Si, H₂, F₂, N₂), молекулы сложных веществ – из различных атомов (CO₂, C₆H₆, NaCl). Простые вещества – гомосоединения, сложные – гетеросоединения в агрегатном состоянии, устойчивом при стандартных условиях.

5. Атомом называется наименьшая частица химического элемента.

Химический элемент – совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра и электронной оболочкой.

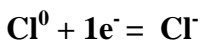
В настоящее время известно около 120 элементов, из них в природе существует 88, а остальные получены искусственным путем. Число существующих простых веществ около 400, больше числа элементов, что объясняется явлением аллотропии.

Аллотропия – явление образования нескольких простых веществ одним элементом. Простые вещества, образованные одним и тем же элементом называются **аллотропными видоизменениями** (модификациями). Они могут отличаться составом молекул O₂ – кислород, O₃ – озон или структурой – алмаз, графит, карбин, фуллерен.

6. Ионами называются заряженные частицы, состоящие из отдельных атомов или групп химически связанных атомов, имеющих избыток или недостаток электронов. Для атомов элементов–металлов характерно образование положительно заряженных ионов т.е. катионов.



Для атомов элементов-неметаллов характерно образование отрицательно заряженных ионов т.е. анионов.



Атом – это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного атомного ядра и отрицательно заряженных электронов (суммарный заряд которых равен нулю).

Массы атомов химических элементов чрезвычайно малы — от $1,674 \cdot 10^{-27}$ до $4,27 \cdot 10^{-25}$ кг

$$\begin{aligned}m(\text{H}) &= 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \\m(\text{O}) &= 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \\m(\text{C}) &= 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}\end{aligned}$$

В химии пользуются не их абсолютными значениями масс (m_a), а относительными (A_r , где r означает «относительный» - от английского *relative*).

Относительной атомной массой химического элемента называется отношение массы его атома к $\frac{1}{12}$ массы изотопа углерода — ^{12}C .

$\frac{1}{12}$ массы атома изотопа $^{12}_6\text{C}$ принята за атомную единицу массы (а. е. м.).

$$1 \text{ а. е. м.} = \frac{1}{12} m_a(\text{C}) = \frac{1,993 \cdot 10^{-26}}{12} = 1,667 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

В соответствии с этим:

$$A_r(\text{H}) = \frac{m_a(\text{H})}{\frac{1}{12} m_a(\text{C})} = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,667 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 1,0079$$

Относительная атомная масса – величина безразмерная.

$$A_r(\text{O}) = \frac{m_a(\text{O})}{\frac{1}{12} m_a(\text{C})} = \frac{2,66 \cdot 10^{-26}}{1,667 \cdot 10^{-27}} = 15,999$$

Относительная атомная масса показывает во сколько раз масса атома данного элемента больше $\frac{1}{12}$ массы изотопа углерода. ^{12}C . Например, относительная масса железа равна 56.

Это означает, что атом железа ^{56}Fe в 56 раз тяжелее $\frac{1}{12}$ массы атома углерода.

Единицей измерения количества вещества является моль.

Моль – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов, эквивалентов и т.д.), сколько содержится атомов в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C .

Число атомов (N_A) в 0,012 кг углерода (т.е. в 1 моль) легко определить, зная массу атома углерода – $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Эта величина называется **постоянной Авогадро**.

Масса 1 моль вещества называется **молярной массой** (M) и она равна отношению массы этого вещества m к его количеству n .

$$M = \frac{m}{n} \text{ г/моль или кг/моль}$$

Численное значение молярной массы (в г/моль) совпадает с относительной молекулярной, атомной или формульной массой данного вещества. Например,

масса		относительная	молярная
H_2	—	2,0158	2,0158 г/моль
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	—	96,086	96,086 г/моль

Вопрос 2. Основные законы стехиометрии.

Стехиометрия — раздел химии, рассматривающий количественные (массовые, объемные) соотношения между реагирующими веществами.

а) закон сохранения массы и энергии.

Несмотря на то, что еще в 1760 году Ломоносов по существу сформулировал единый закон массы и энергии, до начала XX века эти законы рассматривались независимо друг от друга. Химия в основном имела дело с законом сохранения массы, а физика – с законом сохранения энергии. В 1905 году основоположник современной физики Альберт Эйнштейн показал, что между массой и энергией существует взаимосвязь, количественно выражаемая удивительным по простоте уравнением

$$E = m \cdot c^2$$

где: E — энергия

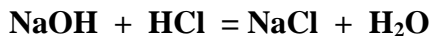
m — масса

c — скорость света в вакууме ($3 \cdot 10^8$ м/сек.)

Каждое химическое уравнение символизирует собой **закон сохранения массы и энергии**, который в уточненной формулировке гласит:

Суммарные массы и энергии веществ, вступающие в реакцию, всегда равны суммарным массам и энергиям продуктов реакции.

С позиций атомной теории этот закон вполне понятен. При химической реакции количество атомов до и после реакции остается одинаковым. Это видно из следующего примера:



Однако практически все химические реакции сопровождаются тепловыми эффектами. Реакции, которые идут с выделением теплоты, называются **экзотермическими**, а с поглощением тепла — **эндотермическими**. При нейтрализации любой сильной кислоты любым сильным основанием на каждый

моль образующейся воды выделяется около 57,6 кДж теплоты. Правильнее эту реакцию записать



откуда видно противоречие закону сохранения массы. По уравнению Эйнштейна, если при реакции выделяется энергия, то масса продуктов реакции должна быть меньше массы исходных веществ на величину, эквивалентную выделившейся энергии.

Вычислим это уменьшение для реакции:

$$m = \frac{E}{c^2} = \frac{57,53 \cdot 10^3}{(3 \cdot 10^8)^2} = 6,39 \cdot 10^{-13} \text{ кг}$$

Ввиду исключительно большой величины квадрата скорости света в вакууме очень малые изменения массы ведут к колоссальному изменению энергии.

Таким образом, при химических реакциях, поскольку они сопровождаются энергетическими эффектами, в действительности происходит изменение массы.

Однако эти изменения настолько малы, что ими можно пренебречь. Ощутимые же изменения массы наблюдаются в ядерной химии и энергетике, где энергетические эффекты измеряются миллиардами килоджоулей.

б) закон постоянства состава.

Закон постоянства состава, сформулированный в 1808г. Ж.Прустом, гласит:

Всякое чистое вещество, независимо от способов его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

В качестве примера рассмотрим состав воды: качественный ее состав- она состоит из кислорода и водорода, количественный состав – 88,89% и 11,11%,соответственно.

Она имеет выше приведенный состав независимо от того, как она получена: синтезом из водорода и кислорода, реакцией нейтрализации или из кристаллогидратов.

Оксид углерода (II) CO	содержит	—	42,88% (масс) C
			57,12% (масс) O
Оксид углерода (IV) CO ₂	содержит	—	27,29% (масс) C
			72,71% (масс) O

Однако постоянный и неизменный химический состав наблюдается только для молекул (NH₃, SO₂), а также кристаллов с молекулярной структурой.

Состав соединений с немолекулярной структурой (с атомной, ионной и металлической решеткой) не является постоянным и зависит от условий получения. Закон постоянства состава не применим к жидким и твердым растворам.

Вещества постоянного состава называются **дальтонидами** (в честь Дальтона), а переменного состава – **бертоллидами** (в память Бертолле).

Состав дальтонилов выражается формулами с целочисленными стехиометрическими индексами (HCl, CH₄, H₂O), а бертоллиды – с дробными стехиометрическими индексами. Оксид ванадия (II) может иметь, в зависимости от условий получения, состав от VO_{0,9} до VO_{1,3}. Бертоллиды встречаются среди бинарных соединений оксидов, гидридов, сульфидов, нитридов, карбидов, силицидов и других неорганических веществ, имеющих кристаллическую структуру.

К бертоллидам относится оксид железа II, состав его изображен формулой Fe_{1-x}O, x < 1, т.е. в зависимости от условий можно получить оксиды железа состава Fe_{0,93}O или Fe_{0,89}O.

Как вытекает из закона постоянства состава, элементы взаимодействуют между собой в строго определенных количественных соотношениях. В этом случае можно говорить об их эквивалентности (равноценности) при образовании химических соединений.

в) закон кратных отношений

Закон кратных отношений установлен 1803 году Джоном Дальтоном.

Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массы атома одного элемента, приходящиеся на одну и ту же массу атома другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.

На примере оксидов серы:

$$Ar(S) = 32 \quad Ar(O) = 16$$

$$1) SO_2 \quad m(S) : m(O) = 32 : 32 = 1 : 1$$

$$2) SO_3 \quad m(S) : m(O) = 32 : 48 = 2 : 3$$

г) закон эквивалентов

Одновременно с законом кратных отношений был сформулирован закон эквивалентов.

Эквивалент - это реальная или условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции эквивалентна одному катиону водорода или в ОВР одному электрону.

Фактор эквивалентности $f_{\text{экв.}}(x)$ или $\frac{1}{z}$ число, равное той доле частице X, которая является эквивалентом вещества в данной реакции. ($f_{\text{экв}} \leq 1$)

$f_{\text{экв}}$ рассчитывают на основании стехиометрических коэффициентов реакции.

Например:



В этом случае одному катиону H^+ эквивалентна условная частица, равная $\frac{1}{2}$ молекулы H_2S (участвуют оба иона водорода каждой молекулы).



Одному иону H^+ эквивалентна реальная частица – молекула H_2S (в молекуле H_2S замещается только один катион водорода).

Количество моль — эквивалентов измеряется в молях, как любое количество вещества. Масса 1 моль эквивалента, **молярная масса эквивалента**, равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества

$$M(f_{\text{ЭКВ}}(x) x) = f_{\text{ЭКВ}}(x) \cdot M(x)$$

Так, молярная масса эквивалента иона алюминия

$$M\left(\frac{1}{3} \text{Al}^{+3}\right) = \frac{1}{3} \cdot 27 = 9 \text{ г/моль}$$

Количество моль — эквивалентов можно определить по формуле:

$$n_{\text{ЭКВ}} = \frac{m}{M_{\text{ЭКВ}}}$$

Молярная масса эквивалента и эквивалент элемента не являются постоянной величиной в соединении, а зависят от валентности или степени окисления элемента.

Например:

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{C}) \text{ в } \text{CO}^{+2} = 12 \cdot 1/2 = 6 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{C}) \text{ в } \text{CO}_2^{+4} = 12 \cdot 1/4 = 3 \text{ г/моль}$$

Постоянными являются эквиваленты $M_3(\text{H}) = 1,008 \text{ г/моль}$, $M_3(\text{O}) = 8 \text{ г/моль}$, $M_3(\text{Al}) = 9 \text{ г/моль}$, $M_3(\text{Ca}) = 20 \text{ г/моль}$.

Если не учитывать конкретную химическую реакцию, то фактор эквивалентности и молярная масса эквивалентов сложных веществ рассчитываются по формулам:

$$\frac{1}{Z} = \frac{1}{\text{произведение числа функциональных групп, умноженных на валентность групп}}$$

$$M_{\text{Э}} = \frac{1}{Z} \cdot M = \frac{1}{N \cdot B} \cdot M = \frac{M}{B \cdot N},$$

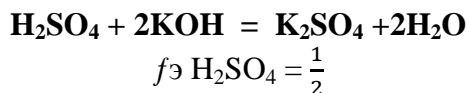
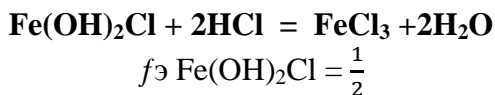
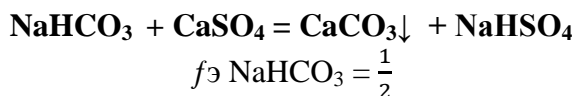
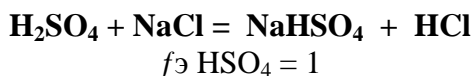
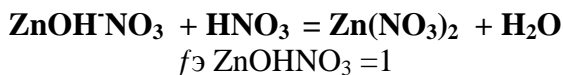
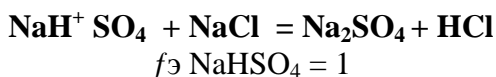
где M – молярная масса вещества

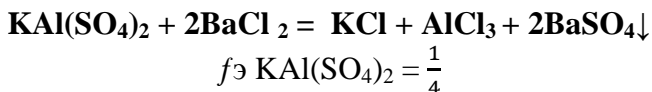
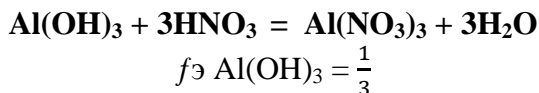
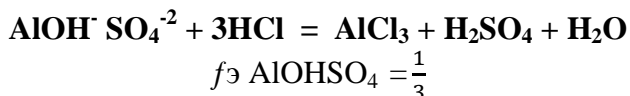
B - валентность функциональной группы

N - число функциональных групп

Для кислот функциональной группой является ион водорода, для оснований – ион гидроксила, для солей – ион металла и т.д. (H^+ , OH^- , Kat^{+n} , An^{-n})

Для определения эквивалентной массы сложного вещества в реакции следует разделить его полную массу (M) на сумму замещенных радикалов (H^+ , OH^- , Kat^{+n} , An^{-n})





1) для кислот: $f_{\text{эКВ}}$ равен единице, деленной на основность кислоты, которая определяется числом ионов водорода

$$1/Z = f_{\text{эКВ}} (\text{HCl}) = 1$$

$$1/Z = f_{\text{эКВ}} (\text{H}_2 \text{SO}_4) = \frac{1}{2}$$

$$1/Z = f_{\text{эКВ}} (\text{H}_3 \text{PO}_4) = \frac{1}{3}$$

Молярная масса эквивалента кислоты равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу кислоты:

$$M_{\text{э}} \text{ кислоты} = f_{\text{эКВ}} \cdot M_{\text{к}} = \frac{M_{\text{к}}}{N_{\text{H}^+}}$$

где: $M_{\text{к}}$ — молекулярная (формульная) масса кислоты

N_{H^+} — число атомов водорода, способных замещаться на металл.

Пример: $M_{\text{э}} (\text{H}_2 \text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98 = 49 \text{ г/моль}$

Молярная масса эквивалента кислоты может быть рассчитана как сумма молярных масс эквивалентов водорода и кислотного остатка : $M_{\text{э}} (\text{H}_2 \text{SO}_4) = M_{\text{э}} (\text{H}^+) + M_{\text{э}} (\text{SO}_4^{2-}) = 1 + 48 = 49 \text{ г/моль}$.

2) для оснований $f_{\text{эКВ}}$ равен единице, деленной на кислотность, равную числу гидроксогрупп, вступающих в реакцию

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{NaOH}) = \frac{1}{Z}(\text{NaOH}) = 1$$

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{1}{Z}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}$$

Молярная масса эквивалента основания равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу основания

$$M_3 \text{ основания} = f_{\text{ЭКВ}} \cdot M_{\text{осн}} = \frac{M_{\text{осн}}}{N_{\text{ОН}^-}}$$

Пример $M_3 [\text{Cr}(\text{OH})_3] = \frac{1}{3} \cdot 103 = 34,3 \text{ г/моль}$

Молярная масса эквивалента основания может быть рассчитана как сумма молярных масс эквивалентов металла и гидроксогруппы $M_3 [\text{Cr}(\text{OH})_3] = \frac{52}{3} + 17 = 34,3 \text{ г/моль}$

3) для солей: $f_{\text{ЭКВ}}$ соли равен единице, деленной на произведение числа атомов металла в молекуле соли на степень окисления металла.

$$f_{\text{ЭКВ}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{Z}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$$

$$f_{\text{ЭКВ}} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{1}{2} \cdot 3$$

Молярная масса эквивалента соли равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу соли

$$M_3 \text{ соли} = f_{\text{ЭКВ}} \text{ соли} \cdot M_{\text{с}} = \frac{M_{\text{с}}}{N_{\text{Ме}} \cdot n_{\text{ОМе}}}$$

$N_{\text{Ме}}$ – число атомов металла

$n_{\text{ОМе}}$ – степень окисления металла

$$M_3 \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{342}{2 \cdot 3} = 57 \text{ г/моль}$$

Молярная масса эквивалента соли может быть рассчитана как сумма молярных масс металла и кислотного остатка

$$M_3 \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{27}{3} + 48 = 57 \text{ г/моль}$$

4) для оксидов $f_{\text{экв}}$ равен единице, деленной на произведение числа атомов кислорода на степень окисления кислорода

$$f_{\text{экв}} (\text{H}_2\text{O}) = \frac{1}{Z} (\text{H}_2\text{O}) = \frac{1}{2}$$

$$f_{\text{экв}} (\text{SO}_2) = \frac{1}{Z} (\text{SO}_2) = \frac{1}{4}$$

$$f_{\text{экв}} (\text{Mn}_2\text{O}_7) = \frac{1}{7 \cdot 2}$$

Молярная масса эквивалента оксида равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу оксида

$$M_3 \text{ оксида} = f_{\text{экв}} \cdot M_{\text{окс}} = \frac{M_{\text{окс}}}{N_{\text{O}} \cdot n_{\text{O}}}$$

где: N_{O} - число атомов кислорода

n_{O} – степень окисления кислорода в оксиде, которая равна всегда -2.

$$M_3 \text{ оксида} = \frac{M_{\text{окс}}}{N_{\text{O}} \cdot 2}$$

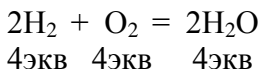
Например:

$$M_3 (\text{Mn}_2\text{O}_7) = \frac{222}{7 \cdot 2} = 15,9 \text{ г/моль}$$

Молярная масса эквивалента оксида может быть рассчитана как сумма молярных масс эквивалентов элемента и кислорода
 $M_{\text{Э}} (Mn_2O_7) = \frac{55}{7} + 8 = 15,9 \text{ г/моль}$

В ОВР для определения $f_{\text{ЭКВ}}$ необходимо единицу разделить на число отданных или присоединенных электронов.

Вещества вступают в реакцию в эквивалентных количествах:



В 1792 г. немецким физиком Рихтером был сформулирован **закон эквивалентов: массы реагирующих друг с другом веществ (m_1, m_2) пропорциональны молярным массам их эквивалентов ($M_{\text{Э}1}, M_{\text{Э}2}$)**

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э}1}}{M_{\text{Э}2}} < = > \frac{m_1}{M_{\text{Э}1}} = \frac{m_2}{M_{\text{Э}2}}$$

Из математической записи закона эквивалентов следует, что количество моль - эквивалентов веществ в реакции равны между собой.

$$n_{\text{ЭКВ}1} = n_{\text{ЭКВ}2}$$

Для реакций с участием газов используют **молярный объем эквивалента – это объем, занимаемый 1 моль - эквивалентом газа.**

Так, $M_{\text{Э}}(H) = 1\text{г/моль}$, если моль газа 2г/моль занимают $V=22,4\text{л}$, то 1 эквивалент – в два раза меньший объем, равный $11,2 \text{ л}$.

$$V_{\text{ЭКВ}}(H_2) = 22,4 : 2 = 11,2\text{л.}$$

Аналогично $M_{\text{ЭКВ}}(O) = 1/4M(O_2) = 32 : 4 = 8\text{г/моль}$, отсюда

$$V_{\text{Э}}(O_2) = 22,4 : 4 = 5,6\text{л.}$$

Тогда математическая запись закона через эквивалентный объем:

$$\frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{Эв}}} = \frac{V_{\text{газа}}}{V_{\text{Эгаза}}} < = > \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{газа}}} = \frac{M_{\text{Эв-ва}}}{V_{\text{Эг}}}$$

Вопрос 3 . Газовые законы.

а) закон объемных отношений.

Для реакций веществ, находящихся в газовом состоянии и дающих газообразные продукты, действителен не только закон эквивалентов, определяющий отношение масс, но и закон объемных отношений Гей-Люссака (1808г.).

При постоянных давлении и температуре объемы реагирующих между собой газов, а также объемы газообразных продуктов реакции относятся как небольшие целые числа.

Например: $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$

Отношение объемов равно:

$V(\text{CO}) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) = 2 : 1 : 2$

б) закон Авогадро.

В 1811 году Амедео Авогадро сформулировал закон, согласно которому **в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится равное число молекул.**

Следствия из закона Авогадро:

1. При одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем.

2. При н.у. (т.е. $P = 101325$ Па и $T = 273,15$ К) 1 моль различных газов занимает объем 22,4 л. Такой объем называется молярным объемом газа (V_M) и имеет размерность (л/моль)

$V_M = 22,4$ л/моль, тогда количество вещества газа определяется по формуле

$$n_{\Gamma} = \frac{V_{\Gamma}}{V_M}$$

где V_{Γ} – объем газа.

3. Отношение масс равных объемов различных газов равно отношению их молярных масс:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = D_2$$

это отношение называется **относительной плотностью первого газа по второму (D_2)**.

$$D_2 = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}, \text{ откуда } M_1 = D_2 \cdot M_2$$

Например, плотность кислорода по водороду $D_{H_2} = \frac{32}{2} = 16$;
 $M_{O_2} = 2 \cdot D_{H_2} = 2 \cdot 16 = 32$ г/моль

При использовании плотности по воздуху $D_{\text{возд}}$ говорят о средней молярной массе воздуха (29 г/моль), так как воздух является смесью газов ($M_1 = 29 \cdot D_{\text{возд}}$).

в) объединенный газовый закон:

термин «объединенный» означает, что данный закон является объединением двух законов;

- 1) **закон Бойля – Мариотта:** при постоянной температуре объем данного количества газа обратно пропорционален давлению, под которым он находится, т.е.

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

- 2) **закон Гей – Люссака:** при постоянном давлении изменение объема газа прямо пропорционально температуре т.е.

$$\frac{V}{T} = \text{const}$$

В химических расчетах при осуществлении перехода от нормальных условий или к нормальным используется выражение объединенного газового закона Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}$$

Если в это выражение подставить значения P_0 , V_0 и T_0 , соответствующие объему 1 моль газа при н.у. (22,4л), то $\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}$ становится постоянным для всех газов. Это соотношение обозначается **R** и называется **универсальной газовой постоянной**. Числовые значения R зависят от того, в каких единицах выражены объем и давление.

$$P_0 = 101325 \text{ Па}, \quad V_0 = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3, \quad T_0 = 273 \text{ К}$$

Подставляя соответствующие значения в формулу объединенного закона для любого газа количеством вещества 1 моль, получим:

$$R = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3}{\text{моль} \cdot 273 \text{ К}} = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

с учетом R уравнение состояния идеального газа принимает вид

$P \cdot V = R \cdot T$ — для количества газа $n = 1$ моль

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ — для количества газа n моль $n = \frac{m}{M}$, тогда выражение уравнения состояния идеального газа или, иначе, уравнение Клапейрона – Менделеева имеет вид:

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

Вопрос 4. Введение в химические проблемы экологии.

Наиболее характерными свойствами газов являются их сжимаемость и способность расширяться. Газы не имеют собственной формы, они расширяются до тех пор, пока не заполняют равномерно весь сосуд, куда их поместили. По этой же причине газы не имеют собственного объема, объем газа определяется объемом сосуда, в котором он находится. Газ оказывает на стенки сосуда постоянное давление, одинаковое во всех направлениях. Еще одним свойством газов является то, что они способны смешиваться друг с другом в любых отношениях.

Законы поведения идеальных газов следуют из кинетической теории, а не из экспериментальных данных, но уравнения, описывающие поведение идеальных газов соответствуют поведению реальных газов.

Продолжая разговор о газообразном состоянии, необходимо сказать, что никто не задумывается о воздухе, которым мы дышим, до тех пор, пока он не начинает раздражать нас. Благодаря естественному обмену атмосфера представляет собой постоянную смесь газов, следующего состава.

Состав сухого воздуха

Компонент	Среднее содержание, об. %
N_2	78,09

O₂	20,95
Ar	0,93
CO₂	0,03
Ne	0,0018
He	0,0005

Кроме перечисленных компонентов в состав воздуха входят в последовательно убывающих количествах CH₄, N₂O, H₂, Xe, NO₂, O₃, NH₃.

Земля окружена слоем озона, располагающегося на высоте 25 км от ее поверхности. Он образуется за счет поглощения кислородом ультрафиолетового излучения Солнца. Озоновый слой ограничивает поток ультрафиолетового излучения, падающего на Землю. Увеличение интенсивности ультрафиолетового излучения, достигающего Земли, могло бы привести к возрастанию заболеваний раком кожи. Вызывает беспокойство возможное разрушение озонового слоя выхлопными газами реактивных самолетов.

Загрязнение атмосферы происходит и в результате протекающих на земле процессов: сильнейшие землетрясения, извержения вулканов, сильные дожди, но в природе существуют и другие процессы, приводящие к восстановлению равновесия.

Например, при естественных процессах гниения и бактериального разложения образуются гораздо большие количества CO₂, чем выбрасывают современные промышленность и транспорт.

Все достаточно хорошо наслышаны о выделении CO при неполном сгорании автомобильного горючего, однако бактериальная деятельность в природных условиях обуславливает образование CH₄ и его последующее частичное окисление до CO в гораздо больших масштабах, чем выделяется при работе автомобильных двигателей.

Виды загрязнений воздуха

Загрязнения	Содержание по отношению ко всем примесям в %
Монооксид углерода CO	48,5
Оксиды азота NOx	15,0
Углеводороды HC	8,0
Оксиды серы SOx	14,9
Твердые частицы	13,7

Самым сильнейшим загрязнителем воздуха является CO, больше половины количества которого создает транспорт: автомобили, авиация, судоходство. Промышленность выбрасывает в воздух примерно в 5 раз меньше CO, чем транспорт. Автомобильные выхлопные газы являются основной причиной попадания в атмосферу значительных количеств свинца.

Загрязнения окружающей среды и их долговременное воздействие на климат пока не оказывают значительного влияния на природные равновесия на нашей планете, на выпадение дождей, размеры ледников и температуру атмосферы.

Однако в локальных масштабах деятельность человека заметно сказывается на атмосферных явлениях. Так среднее количество осадков в восточной части США оказывается значительно больше по вторникам, четвергам и пятницам, чем в выходные дни. Этот факт объясняют повышением концентрации загрязняющих воздух аэрозолей, которые служат центрами конденсации водяного пара, что приводит к выпадению осадков.

Температура Парижа приблизительно на 2°C выше, чем температура окружающих его сельских районов Франции. Выпадение дождей в городах происходит обильнее, чем в соседних сельских районах. Избыточное тепло, выделяемое городами, обуславливает возникновение в них в ночное время ветра, направленного к центру города, откуда теплый воздух вытягивается вверх. Не удивительно, что пригороды становятся более привлекательными местами для жизни, чем город.

Экологические аспекты действия неорганических веществ

В настоящее время экологическую опасность создают металлы и их соединения, накапливающиеся в природных водах, диоксид серы и оксиды азота, загрязняющие атмосферный воздух.

Данные токсикометрии позволяют установить сравнительную токсичность всех металлов. Если токсичность натрия принять за единицу, то токсичность ионов ртути будет почти в 2300 раз выше. По степени токсичности все металлы можно разделить на **3 группы**:

1) высокотоксичные – ртуть, уран, индий, кадмий, медь, таллий, мышьяк, золото, ванадий, платина, бериллий, серебро, цинк, никель, висмут.

2) умеренно токсичные – марганец, хром, палладий, свинец, осмий, барий, иридий, олово, кобальт, галлий, молибден, скандий, стронций, сурьма, рутений, родий, лантан, лантаноиды.

3) малотоксичные – алюминий, железо, германий, кальций, магний, стронций, цезий, рубидий, литий, титан, натрий.

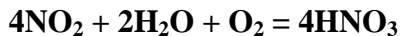
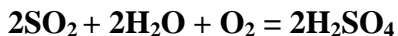
Металлы расположены по степени токсичности их ионов в убывающем порядке.

Ионы высокотоксичных металлов вызывают в реальных условиях острые и хронические отравления. Это в основном самые тяжелые металлы, исключение бериллий.

Различная степень токсичности металлов определяется особенностями химических процессов при взаимодействии ионов металлов с живыми структурами. Особенностью высокотоксичных элементов является незаполненность электронами внешнего и предвнешнего энергетических уровней.

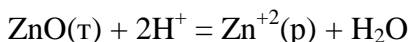
Все оксиды металлов менее ядовиты, чем их соли. Потенциально экологически опасным продуктом является CO_2 , хотя он обычно не рассматривается как загрязнитель среды. Увеличение концентрации CO_2 в атмосфере может вызвать парниковый эффект. CO_2 не поглощает видимую и ближнюю ультрафиолетовые области солнечного излучения, доходящего до Земли. С другой стороны, длины волн излучения, испускаемого Землей, значительно больше, и некоторая часть этого инфракрасного излучения поглощается диоксидом углерода в атмосфере.

Поскольку температура Земли сбалансирована благодаря равновесию между энергией, получаемой от Солнца, и энергией, излучаемой обратно Землей, такое поглощение энергии диоксидом углерода может изменить климат Земли, даже вызвать таяние полярных льдов. Большую опасность представляют газовые выбросы диоксидов серы и азота при переработке различных руд и сжигании каменного угля. Взаимодействуя с атмосферной влагой, они создают кислотную среду (отсюда термин «кислотные дожди»).

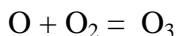
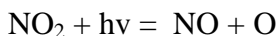


Как правило значение pH дождевой воды составляет 5,6. Однако при сильных выбросах значение pH достигает 4,3 иногда даже 1,5. Повышение уровня кислотности озер и прудов в результате выпадения таких осадков делает невозможным разведение в них рыбы. Предполагается, что кислотные дожди

оказывают неблагоприятное влияние также на урожайность зерновых культур и состояние лесов. Особенно опасны кислые осадки на безизвестняковых почвах, которые не обладают буферным действием. Подобное действие кислотных дождей проявляется и в том, что они переводят в раствор металлы из твердых оксидов, в том числе и токсичные металлы.

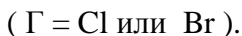
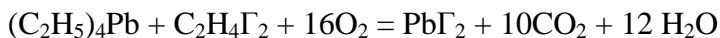


При работе двигателей внутреннего сгорания выделяются оксиды азота и образуется озон:



которые загрязняют атмосферу. Образующийся в избытке этого процесса сильный окислитель озон обладает раздражающим действием.

Для повышения эффективности сгорания горючего для автомобилей используют алкильные соединения свинца. Чтобы избежать образования нелетучих соединений, загрязняющих двигатель, добавляют к бензину дибромэтан и дихлорэтан. При этом реакция горения происходит следующим образом:



Образующиеся в результате реакции летучие галогениды свинца создают в атмосфере аэрозоли в концентрации 10 – 50

мкг/м³ . В атмосфере некоторых районов содержание свинца в 1000 раз превышает естественный уровень.

Большую опасность представляют и другие токсичные металлы, например, ртуть, кадмий.

Учебное издание

Апанович Зинаида Васильевна

Основные понятия и законы химии

Методические указания

Ст. корректор Ж.И. Бородина
Компьютерная верстка: З.В. Апанович

Подписано в печать 15.10.2007
Формат 60 x 84/16. Бумага офсетная. Гарнитура. Таймс.
Печать. Riso. Усл. печ. л. 8,25. Уч.-изд. л. 9,14
Тираж 200 экз. Заказ №

Учреждение образования
«Гродненский государственный аграрный университет»
Л.И. № 02330/0133326 от 29. 06. 2004.
230008, г. Гродно, ул. Терешковой, 28

Отпечатано на технике издательско-полиграфического отдела
Учреждения образования «Гродненский государственный аграрный
университет»
230008, г. Гродно, ул. Терешковой, 28