



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Кафедра биологии растений и химии

ХИМИЯ

Теоретический раздел

Лекция

Введение.

**Основные химические понятия и
законы стехиометрии**





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



1. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ СТЕХИОМЕТРИИ

1.1. Предмет и задачи химии.

Химия как наука о веществах и их превращениях

Решение большинства специальных задач базируется на применении основных законов естествознания в условиях практической деятельности человека. Поэтому успешная производственная деятельность немыслима без освоения в той или иной степени наук о природе - в первую очередь, математики, физики и химии.

Курс неорганической химии позволяет студентам глубоко изучить химический состав неорганических веществ, живых организмов и закономерности химических процессов, лежащих в основе химических превращений. Изучение химии позволяет получить современное научное представление о материи и формах её движения, о веществе как одном из видов движущейся материи, о механизме превращения химических соединений, о свойствах технических материалов и применении химических процессов в сельском хозяйстве и в современной экологической практике. В связи с этим представляется необходимым прочное усвоение основных законов химии и теории химии, овладение техникой химических расчётов, выработка навыков самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения наблюдаемых фактов.

Химия - наука о составе, строении, свойствах и превращениях веществ. Цель изучения химии - освоить современные представления о строениях как атомов и молекул, так и вещества в целом, а также об основных законах, управляющих процессами превращения веществ. В результате необходимо овладеть основами квантово-механического подхода к описанию микромира, строения атомов, молекул и конденсированных форм вещества; понимать обоснование периодического закона; уметь проводить элементарные химико-термодинамические и кинетические расчёты; получить навыки проведения простых химических опытов.

Изучение химического состава неорганических веществ и живых организмов, а также закономерностей химических реакций, лежащих в основе биохимических превращений, дает возможность управлять процессами жизнедеятельности.

В результате изучения дисциплины студент должен закрепить основные химические понятия и законы, усвоить наиболее важные кинетические закономерности химических процессов, изучить свойства коллоидных растворов,





свойства биогенных элементов и их соединений, представляющих наибольший интерес для специалистов сельского хозяйства, иметь представление о качественном анализе и основных методах количественного.

1.2. Международная номенклатура неорганических соединений

Основой химических веществ являются химические соединения. В настоящее время известно около 20 миллионов химических соединений, большинство из них являются органическими. Тем не менее, несколько миллионов химических соединений относятся к неорганическим веществам. Несмотря на столь многочисленный состав, большинство неорганических соединений укладываются в общую схему классификации, которая выглядит следующим образом.

1. *Металлы и неметаллы* *простые вещества*

2. *Оксиды*

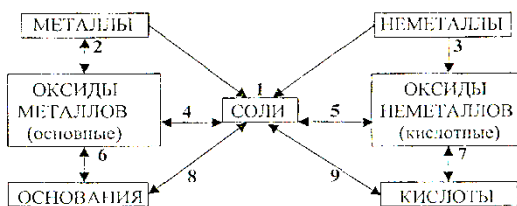
3. *Основания*

4. *Кислоты*

5. *Соли*

*сложные
вещества*

Существует связь между указанными классами, что позволяет получать вещества одного класса из веществ другого класса. Такая связь называется *генетической*. Ее удобно отобразить в виде блок-схемы:



Неорганические вещества подразделяются на простые, состоящие из атомов одного элемента (O_2 , Cl_2 , S_8 , P_4 , O_3 , Cu и т. д.), и сложные, состоящие из атомов нескольких элементов ($NaCl$, K_2CO_3 , $(NH_4)_2C_2O_7$ и т.д.).

Простые вещества делятся на *металлы* (обладают металлическим блеском, пластичностью, тепло- и электропроводностью) и *неметаллы* (не обладают совокупностью свойств металлов).





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Например, медь имеет блеск, хорошо проводит тепло и электрический ток, пластична (из нее делают провода). Медь – металл. Сера – порошок желтого цвета, плохо проводит тепло, не проводит ток. Это неметалл.

Кристаллический кремний имеет металлический блеск, тепло и электропроводен, но хрупок, поэтому кремний – неметалл.

Сложные вещества разнообразны: оксиды, основания, кислоты и соли. Название сложных неорганических веществ дается как в соответствии с правилами, принятыми в русскоязычной литературе по химии: название электроотрицательной части (аниона) дается в именительном падеже, название электроположительной части (катиона) – в родительном падеже (Fe_2O_3 – оксид железа (III)); а по правилам международной номенклатуре, согласно которой сначала называется катион, а затем анион (Fe_2O_3 - железо(III)-оксид).

Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2.

+2 -2 +2 -2 +1 -2 +5 -2

Например, CaO , Fe_2O_3 , N_2O , P_2O_5

Оксиды классифицируют по свойствам на *несолеобразующие* (безразличные), которым не соответствуют кислоты, основания и соли (это N_2O , NO , CO , SiO), и *солеобразующие*. Последние делятся на:

– *кислотные*, которым соответствуют кислоты; они образованы неметаллами и переходными элементами в степенях окисления более +4 (например, CO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 , SO_3);

– *основные*, которым соответствуют основания; они образованы металлическими элементами и переходными элементами в степенях окисления меньше +3 (например, K_2O , CaO , CuO , MnO);

– *амфотерные*, которым соответствуют амфотерные гидроксиды; они образованы переходными элементами с постоянными степенями окисления (ZnO , Al_2O_3 , BeO) и с переменными степенями окисления +3, +4 (Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , MnO_2). К амфотерным оксидам относится также вода H_2O .

Кислоты – сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Например, $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$; $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Кислоты классифицируют:

1) по составу кислотного остатка на *кислородсодержащие*, например H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , и *бескислородные*, например H_2S , HCl , HBr ;

2) по числу атомов водорода, способных замещаться на металл:

– одноосновные: HCl , HNO_3 , CH_3COOH ;

– двухосновные: H_2S , H_2SO_4 ;





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



- трехосновные: H_3PO_4 ;
- 3) по степени диссоциации:
 - сильные: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI ;
 - средние: H_2SO_3 , H_3PO_4 ;
 - слабые: HF , H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , органические кислоты.

Основания – сложные вещества, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-анионы.

Например, $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

1) по растворимости:

- нерастворимые: $Cu(OH)_2$, $Mg(OH)_2$;
- растворимые: NH_4OH , KOH , $NaOH$, $Ba(OH)_2$;

2) по степени диссоциации:

- сильные (щелочи): $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$;
- слабые: NH_4OH , $Cu(OH)_2$, $Mg(OH)_2$;

3) по числу гидроксильных групп:

- однокислотные: $NaOH$, NH_4OH ;
- двухкислотные: $Ca(OH)_2$, $Cu(OH)_2$;
- трехкислотные: $Fe(OH)_3$.

Соли – сложные вещества, в состав которых входят катионы, отличные от катионов водорода, и кислотные остатки.

По составу соли бывают: средние (нормальные) – содержат катионы одного вида и анион кислотного остатка: Na_2SO_4 , KCl , $Ca_3(PO_4)_2$, NH_4Cl ;

кислые – от средних солей отличаются наличием катиона водорода:

$NaHSO_4$, $CaHPO_4$, $NH_4H_2PO_4$;

основные – от средних солей отличаются наличием гидроксид-аниона: $Al(OH)SO_4$; $Mg(OH)Cl$, $(CuOH)_2CO_3$;

двойные – содержат катионы двух видов: $KNaSO_4$, $NH_4Cr(SO_4)_2$;

смешанные – содержат анионы двух видов: $CaOCl_2$, $Mg_2(PO_4)F$;

комплексные – содержат комплексный ион: $Na[Al(OH)_4]$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.

Номенклатура – совокупность правил, на основании которых дают названия веществам. Номенклатура может быть систематическая (международная), рациональная и тривиальная (исторически сложившиеся названия).

Оксиды с помощью *систематической номенклатуры* называют с использованием числительных, обозначающих количество атомов каждого элемента: 2 - ди, 3 - три, 4 - тетра, 5 - пента, 6 - гекса, 7 - гепта, 8 - окта, 9 - нона, 10 - дека. CO_2 - диоксид углерода; N_2O_5 - пентаоксид азота.





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



По *рациональной номенклатуре* после слов «оксид ...» указывается степень окисления элемента, образующего оксид: CO_2 – оксид углерода (IV), N_2O_5 – оксид азота (V). Если степень окисления у элемента постоянна, она не указывается: CaO – оксид кальция. *Тривиальные названия:* CO – угарный газ; CO_2 – углекислый газ; SiO_2 – кремнезем, кварц; Al_2O_3 – глинозем; CaO – жёная известь, негашёная известь; N_2O – веселящий газ;

Основания по *рациональной номенклатуре* называют так: «гидроксид ...», затем в скобках указывается степень окисления металла. При постоянной степени окисления она не указывается. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II); $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III); NaOH – гидроксид натрия; $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гидроксид аммония. *Тривиальные названия:* $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – нашатырный спирт; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гашёная известь, известковая вода (в растворе); NaOH – едкий натр; KOH – едкое кали; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – едкий барит.

Кислоты по *рациональной номенклатуре* называются по русскому названию химического элемента с использованием разных суффиксов:

H_2SO_4 – серная; H_2SO_3 – сернистая; HNO_3 – азотная; HNO_2 – азотистая; (-н, -ов, -ев - высшие кислоты; -ист; -оват; -оватист – невысшие кислоты.)

Бескислородные кислоты называются элементоводородными: H_2S – сероводородная; HCl – хлороводородная. *Тривиальные названия:* HF – плавиковая кислота; HCl – соляная кислота; HCN – синильная кислота; H_2SO_4 – купоросное масло; CH_3COOH – уксусная кислота.

Т а б л и ц а 1. Формулы и название кислот и кислотных остатков

Кислота		Анионы	
Название	Формула	Название кислотных остатков	Формула
Фтороводородная (плавиковая)	HF	Фторид	F^-
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлорид	Cl^-
Бромоводородная	HBr	Бромид	Br^-
Иодоводородная	HI	Иодид	I^-
Циановодородная	HCN	Цианид	CN^-
Сероводородная	H_2S	Сульфид	S^{2-}
Селеноводородная	H_2Se	Селенид	Se^{2-}
Угольная	H_2CO_3	Карбонат	CO_3^{2-}
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикат	SiO_3^{2-}
Ортофосфорная	H_3PO_4	Ортофосфат	PO_4^{3-}
Азотная	HNO_3	Нитрат	NO_3^-
Азотистая	HNO_2	Нитрит	NO_2^-
Серная	H_2SO_4	Сульфат	SO_4^{2-}
Сернистая	H_2SO_3	Сульфит	SO_3^{2-}
Хромовая	H_2CrO_4	Хромат	CrO_4^{2-}
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромат	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Марганцовая	HMnO_4	Перманганат	MnO_4^-





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Соли по рациональной номенклатуре называют с помощью латинских корней элементов и разных суффиксов: -ид – бескислородные соли, -ит – соли невысших кислот, -ат – соли высших кислот, далее указывается катион и его степень окисления (если она переменная): NaCl – хлорид натрия; Na₂SO₃ – сульфит натрия; Na₂SO₄ – сульфат натрия; Fe(NO₃)₃ – нитрат железа (III).

В названиях кислых солей используется префикс гидро-:

NaHCO₃ – гидрокарбонат натрия.

В названиях основных солей – префикс гидроксо-:

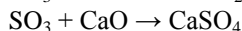
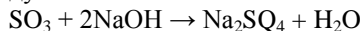
CuOHCl – гидроксохлорид меди (II).

Тривиальные названия: NaCl – поваренная соль; CuSO₄·5H₂O – медный купорос; CaCO₃ – мел, мрамор, известняк; HgS – киноварь; Na₂CO₃ – кальцинированная сода; NaHCO₃ – питьевая (пищевая, чайная) сода; KClO₃ – бертолетова соль; KMnO₄ – марганцовка.

Химические свойства оксидов

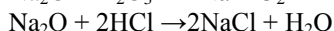
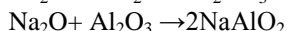
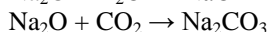
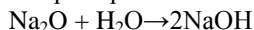
Кислотные оксиды реагируют со щелочами, основными и амфотерными оксидами; с водой, если образующаяся кислота растворима. Например:

SO₃ + H₂O → H₂SO₄ (кислотный остаток SO₄²⁻ будет присутствовать в продуктах кислотно-основных взаимодействий оксида серы (VI)).

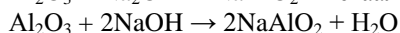
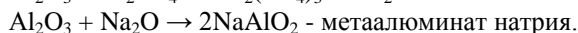
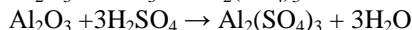
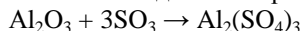


Основные оксиды реагируют с кислотами; кислотными и амфотерными оксидами; с водой, если при этом образуется растворимое основание.

Например:



Амфотерные оксиды реагируют с кислотами, щелочами, кислотными и основными оксидами. Например:



Al₂O₃ соответствует амфотерный гидроксид Al(OH)₃, который в виде кислоты можно записать как H₃AlO₃; из этой формулы нужно вычесть H₂O, останется HAlO₂. AlO₂⁻ будет кислотным остатком в продуктах реакций оксида алюминия с основаниями и основными оксидами.



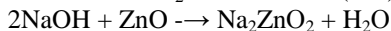
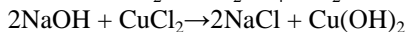
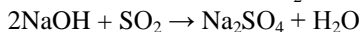
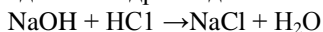


Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»

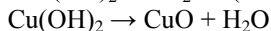
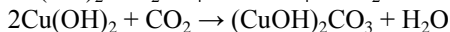
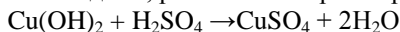


Химические свойства оснований

Растворимые основания реагируют с кислотами; кислотными оксидами; с некоторыми солями, если образуются газ, осадок или вода; с амфотерными оксидами и гидроксидами. Например:



Нерастворимые основания реагируют с кислотами, некоторыми кислотными оксидами, разлагаются при нагревании на воду и оксид металла:

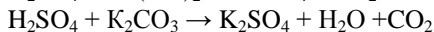
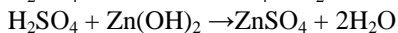
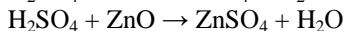
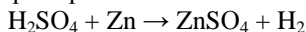


Амфотерные гидроксиды обладают свойствами нерастворимых оснований, но дополнительно могут вступать в реакции комплексообразования со щелочами:



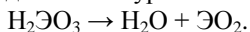
Химические свойства кислот

Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода; с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами; с солями, если при этом образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество. Например:

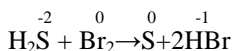


Кремниевая кислота может реагировать только со щелочами, так как нерастворима.

Сернистая, угольная и кремниевая кислоты разлагаются на воду и соответствующий кислотный оксид согласно уравнению реакции



Бескислородные кислоты обладают восстановительными свойствами:



Концентрированные серная и азотная кислоты являются сильными окислителями. Азотная кислота может взаимодействовать с металлами, стоящими

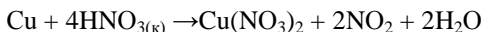




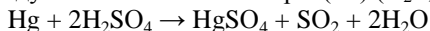
Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



в ряду напряжений как до, так и после водорода; при этом образуются соль, вода и продукт восстановления азота (+5) (NH_3 , N_2 , N_2O , NO , NO_2), который зависит от активности металла и концентрации кислоты. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с металлами водород не выделяет. Например:

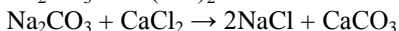
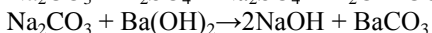
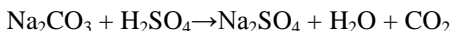


Концентрированная серная кислота при взаимодействии с металлами образует соль, воду и продукт восстановления серы (+6) (H_2S , S , SO_2):

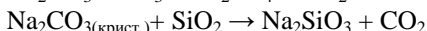
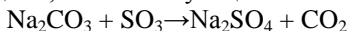


Химические свойства солей

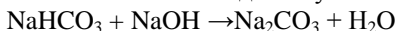
Соли вступают в реакции обмена с кислотами, щелочами, другими солями, если при этом образуются газ, осадок или малодиссоциирующее вещество:



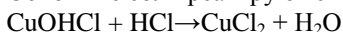
Соли слабых кислородсодержащих кислот могут взаимодействовать с оксидами, соответствующими более сильным или менее летучим кислотам:



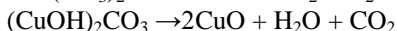
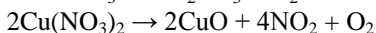
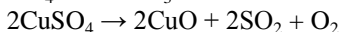
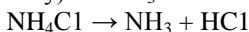
Кислые соли взаимодействуют со щелочами:



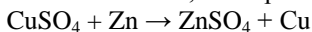
Основные соли реагируют с кислотами:



Многие соли разлагаются (нерастворимые карбонаты, силикаты, сульфиды; сульфаты тяжелых металлов, все нитраты, все соли аммония; кислые соли разлагаются на кислоту и среднюю соль, основные соли – на оксид металла и кислоту): $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$



Соли вступают в реакции замещения с металлами, если металл в составе соли менее активен, чем простое вещество:





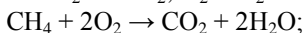
Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



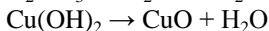
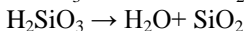
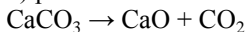
Получение оксидов, оснований, кислот, солей

Оксиды получают:

1) горением и окислением простых и сложных веществ:



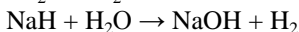
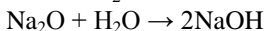
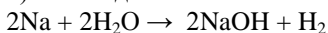
2) разложением некоторых кислот, оснований, солей:



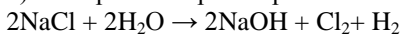
3) из других оксидов восстановлением, окислением или разложением: $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$; $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$; $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$

Щелочи получают:

1) взаимодействием металлов, их оксидов, гидридов с водой:



2) электролизом растворов солей:

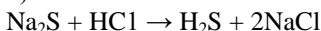


Нерастворимые основания получают действием щелочей на соответствующие соли: $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

Бескислородные кислоты получают:

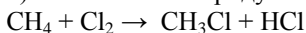
1) прямым синтезом: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

2) вытеснением из солей более сильными кислотами:



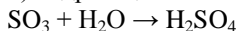
или менее летучими кислотами $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$

3) как побочный продукт галогенирования алканов:

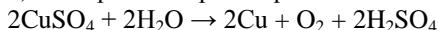


Кислородсодержащие кислоты получают:

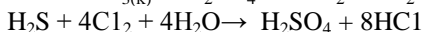
1) гидратацией соответствующих оксидов (ангидридов):



2) электролизом растворов соответствующих солей:



3) окислением простых и сложных веществ азотной кислотой или другими сложными окислителями:



4) кислоты можно вытеснить из солей более сильными или менее летучими кислотами: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3$



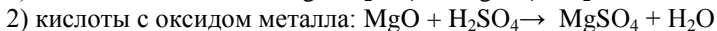


Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»

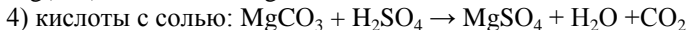
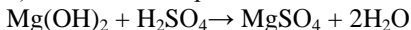


Существует огромное количество **способов получения солей.**

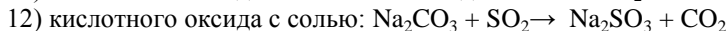
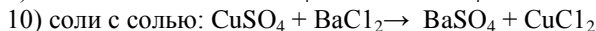
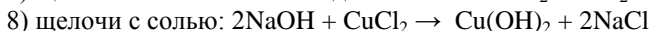
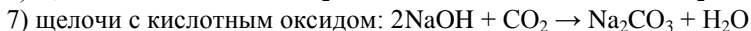
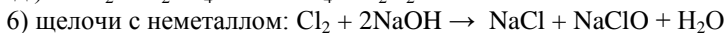
Наиболее типичные из них – взаимодействие:



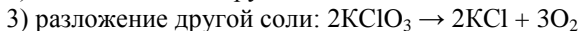
3) кислоты с гидроксидом металла:



5) кислоты с солеподобным веществом (гидридом, пероксидом, карбидом и т. д.): $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{C}_2\text{H}_2$

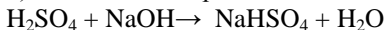


Реже используются такие способы, как:



Кислые соли получают:

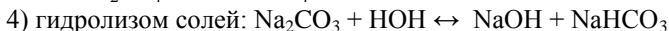
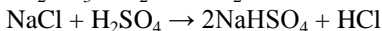
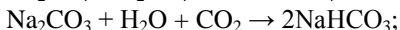
1) неполной нейтрализацией кислот:



2) неполной нейтрализацией кислотных оксидов:

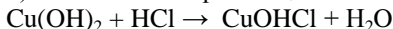


3) взаимодействием средних солей с кислотами (с кислотными оксидами в растворах):

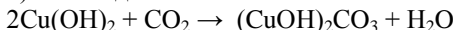


Основные соли получают:

1) неполной нейтрализацией оснований:



2) взаимодействием оснований с кислотными оксидами:





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



1.3. Основные понятия химии

Важнейшей частью современного естествознания является химия – наука о веществах, их свойствах и превращениях их друг в друга. Все химические вещества состоят из частиц; химические превращения связывают, прежде всего с такими частицами, как атом, молекула, ядро, протон, нейтрон, электрон, ионы, радикалы.

Атомная частица – мельчайшая, химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Следует различать электронейтральные атомные частицы – атомы и заряженные атомные частицы – атомные ионы.

Атом – мельчайшая, электронейтральная, химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Примеры атомов: H, F, Ca.

Атомный ион – мельчайшая, заряженная, химически неделимая частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Примеры атомных ионов: H^+ , Al^{3+} , S^{2-} , F.

Общий признак атомных частиц – наличие в них одного ядра. Важнейшими количественными характеристиками любой атомной частицы являются «протонное число» Z (число протонов в ядре, его положительный заряд) и «массовое число» A (общее число протонов и нейтронов (N) в ядре):

$$A = Z + N.$$

Химический элемент – вид атомных частиц с одинаковым зарядом ядер (с одинаковым протонным числом). Каждый химический элемент имеет своё название и символ. В настоящее время известны 118 химических элементов.

Постоянная атомной массы (m_u , u) – физическая величина, численно равная одной двенадцатой массы атома нуклида $^{12}_6C$:

$$m_u = \frac{m_a(^{12}_6C)}{12} = \frac{1,9926 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{12} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = u$$

Раньше эту величину называли «атомная единица массы» (*a. e. m*) или «углеродная единица» (*u. e.*). В биологической литературе встречается ещё одно устаревшее название этой величины – «Дальтон» (Da).

Относительная атомная масса элемента $A_r(E)$ – величина, равная отношению средней массы атомных частиц данного элемента $m_{\text{ц}}$:

$$A_r(\text{Ca}) = \frac{\bar{m}_a(\text{Ca})}{m_u} = \frac{6,6549 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 40,0780.$$





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Молекула – мельчайшая, способная к самостоятельному существованию частица, обладающая всеми химическими свойствами и химическим составом данного вещества. В большинстве случаев молекулы состоят из нескольких химически связанных атомов, например, H_2O ; C_3H_8 ; P_4O_{10} ; C_{60} . Однако известны и одноатомные молекулы, к которым относятся атомы «благородных газов» – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, и атомы ртути Hg, содержащиеся в её парах. В состав молекул могут входить атомы одного или нескольких химических элементов.

Относительная молекулярная масса (M_r) – величина, равная отношению средней массы молекул данного вещества m_m . Например, относительная молекулярная масса воды равна:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = \frac{\overline{m}_m(\text{H}_2\text{O})}{m_u} = \frac{2,9914 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,6605 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 18,0152.$$

Значение относительной молекулярной массы можно найти, исходя из значений относительных атомных масс, например:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1,0079 + 15,9994 = 18,0152.$$

Вещество – устойчивая совокупность частиц (атомов, ионов или молекул), обладающая определёнными химическими и физическими свойствами.

В настоящее время известно более 45 миллионов индивидуальных веществ. Подавляющее большинство из них (~98 %) относятся к органическим веществам, остальные – к неорганическим.

В зависимости от числа химических элементов, образующих вещества, последние делятся на простые и сложные. Простое вещество образовано атомами одного элемента, сложное – атомами разных элементов. Известно около 550 простых веществ, что намного больше числа известных элементов. Причина этого в том, что некоторым элементам соответствует несколько простых веществ. Такое явление называется аллотропией, а сами простые вещества, образованные атомами одного элемента, – его аллотропными модификациями.

При определенных условиях вещества могут находиться в трёх агрегатных состояниях – газообразном, жидком и твёрдом (аморфном или кристаллическом).

Для описания пространственного строения любого твёрдого кристаллического вещества используется понятие «кристаллическая решётка».

Кристаллическая решётка вещества – пространственная модель его кристалла, представляющая собой условный каркас, в узлах которого находятся молекулы, атомы или ионы, образующие данное вещество.





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Формульная единица вещества (ФЕ) – реальная или условная частица вещества, состав которой определяет его химическую формулу. К реальным формульным единицам относятся молекулы (в случае веществ молекулярного строения) и атомы (в случае простых веществ атомного строения). Например, формульной единицей воды является её молекула – H_2O , формульной единицей кремния – его атом – Si . К условным формульным единицам относятся группы атомов или ионов, входящих в состав сложных веществ немолекулярного строения. Например, формульной единицей карбоната калия K_2CO_3 является условная частица, состоящая из двух катионов калия и одного карбонат-аниона, т. е. группа ионов состава « K_2CO_3 ». Формульной единицей оксида кремния (IV) SiO_2 является условная частица, состоящая из одного атома кремния и двух атомов кислорода, т. е. группа атомов состава « SiO_2 ».

Одной из важных величин в химии является количество вещества, единицей измерения которого является моль. Химическое количество вещества $n(\text{X})$ – величина, равная отношению числа ФЕ данного вещества X к постоянной Авогадро; 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов). Число частиц $6,02 \cdot 10^{23}$ называется числом Авогадро (N_A). Число частиц N (атомов, молекул) в данном количестве вещества (n) определяется по формуле $N = N_A \cdot n$. Обратите внимание на различие понятий «моль» и «1 моль». Моль – единица химического количества вещества, но 1 моль – порция вещества, содержащая $6,02 \cdot 10^{23}$ его формульных единиц.

Молярная масса вещества ($M(\text{X})$) – физическая величина, равная отношению массы данного вещества X к его химическому количеству:

$$M(\text{X}) = m(\text{X}) / n(\text{X})$$

Единица молярной массы – г/моль. *Физический смысл молярной массы:* она численно равна массе вещества, взятого в количестве 1 моль. Молярная масса, выраженная в г/моль, равна относительной молекулярной массе вещества M (г/моль) = M_r . Числовые значения молярных масс всех сложных веществ и простых веществ молекулярного строения совпадают с соответствующими числовыми значениями относительных молекулярных масс.

Значения молярных масс простых веществ немолекулярного строения численно равны соответствующим значениям относительных атомных масс, например: $A_r(\text{Si}) = 28,085$ и $M(\text{Si}) = 28,085$ г/моль.

Связь между молярной массой вещества (M) и количеством этого вещества (n) определяется следующей зависимостью: $n = m \cdot M$, где m – масса вещества, г.





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Молярный объём вещества V_M – физическая величина, численно равная отношению объёма данного вещества X к его химическому количеству:

$$V_M(X) = \frac{V(X)}{n(X)}$$

Единицы молярного объёма – см³/моль; дм³/моль; м³/моль. Например, $V_M(\text{CO}_2)_{(н.у.)} = 22,392 \text{ дм}^3/\text{моль}$.

Химический эквивалент вещества $[\frac{1}{z^*}(X)]$ – реальная или условная частица вещества, которая в кислотно-основной реакции соответствует одному катиону водорода, а в окислительно-восстановительной реакции – одному электрону.

Число z^* – число эквивалентности, равное числу ионов водорода (в кислотно-основной реакции) или числу электронов (в окислительно-восстановительной реакции), которое соответствует одной формульной единице данного вещества.

Число $f_{\text{эkv}} = 1/z^*$ – фактор эквивалентности. Оно показывает, какая часть формульной единицы вещества (половина, треть, четверть и т. д.) соответствует одному катиону H^+ в кислотно-основной реакции или одному электрону в окислительно-восстановительной реакции.

Необходимо помнить, что химический эквивалент одного и того же вещества может быть различным в зависимости от характера реакций. Например, при образовании средней соли: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

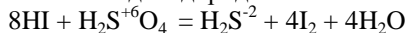
в каждой молекуле серной кислоты на металл замещаются 2 иона H^+ ($z^* = 2$), поэтому в данном случае эквивалентом серной кислоты является половина

её молекулы, т. е. $\frac{1}{z^*}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}(\text{H}_2\text{SO}_4)$. В то же время при образовании кислой соли: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

в каждой молекуле кислоты замещается только один ион водорода ($z^* = 1$), и поэтому её эквивалентом является целая молекула H_2SO_4 :

$$\frac{1}{z^*}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{1}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

В окислительно-восстановительных реакциях, в которых H_2SO_4 играет роль *только окислителя*, эквивалент кислоты определяется числом электронов, принятых одной её молекулой. Например, при взаимодействии концентрированной серной кислоты с иодоводородом:



каждая её молекула принимает по 8 электронов, поэтому в данной реак-

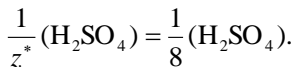




Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



ции эквивалентом кислоты является одна восьмая часть молекулы, т. е.



Химическое количество эквивалентов вещества $n[\frac{1}{z^*}(\text{X})]$ – величина, равная отношению числа эквивалентов данного вещества X к постоянной Авогадро:

$$n[\frac{1}{z^*}(\text{X})] = \frac{N[\frac{1}{z^*}(\text{X})]}{N_A}$$

Единица химического количества эквивалентов – моль. Химическое количество вещества X и соответствующее ему химическое количество эквивалентов вещества X связаны соотношением:

$$n[\frac{1}{z^*}(\text{X})] = n(\text{X}) \cdot z^*.$$

Физический смысл химического количества эквивалентов: оно показывает, во сколько раз число эквивалентов вещества в данной его порции больше числа Авогадро.

Молярная масса эквивалентов вещества $M[\frac{1}{z^*}(\text{X})]$ – величина, численно равная отношению массы данного вещества X к соответствующему химическому количеству его эквивалентов:

$$M[\frac{1}{z^*}(\text{X})] = \frac{m(\text{X})}{n[\frac{1}{z^*}(\text{X})]}$$

Единицы молярной массы эквивалентов – г/моль, кг/моль.

Молярная масса эквивалентов и молярная масса вещества X связаны соотношением:

$$M[\frac{1}{z^*}(\text{X})] = \frac{M(\text{X})}{z^*}.$$

Физический смысл молярной массы эквивалентов: она численно равна массе вещества, которой соответствует химическое количество эквивалентов, равное 1 моль.

Молярный объём эквивалентов газа при н. у. $V_M^\circ[\frac{1}{z^*}(\text{X})]$ – величина, численно равная отношению объёма данного газа при н. у. к соответствующему





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



химическому количеству его эквивалентов:

$$V_M^o \left[\frac{1}{z^*} (X) \right] = \frac{V^o (X)}{n \left[\frac{1}{z^*} (X) \right]}$$

Единицы молярного объёма эквивалентов газов – $\text{дм}^3/\text{моль}$, $\text{м}^3/\text{моль}$.

При n . у. молярный объём эквивалентов газа X и его молярный объём связаны соотношением:

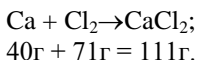
$$V_M^o \left[\frac{1}{z^*} (X) \right] = \frac{V_M^o (X)}{z^*} = \frac{22,4 \text{ дм}^3 / \text{моль}}{z^*}$$

Физический смысл молярного объёма эквивалентов газа X при n . у.: он численно равен объёму газа X при n . у., если химическое количество его эквивалентов равно 1 моль.

Стехиометрия – раздел химии, который рассматривает количественные соотношения между реагирующими веществами. Теоретической основой расчетов количественных соотношений между элементами в соединениях или между веществами в уравнениях химических реакций являются фундаментальные законы химии, часто называемые стехиометрическими законами.

Закон сохранения массы и энергии (Ломоносов, 1748 и Лавуазье).

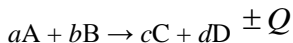
Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции:



М. В. Ломоносов связывал закон сохранения массы веществ с законом сохранения энергии.

Закон сохранения массы веществ: «Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе образовавшихся веществ с учётом изменения массы, соответствующего тепловому эффекту данной реакции».

В общем виде математическое выражение этого закона для химической реакции



имеет вид: $[m(A) + m(B)] = [m(C) + m(D)] \pm m$,

где Δm – изменение массы за счёт выделения или поглощения теплоты (энергии), происходящее в соответствии с уравнением А. Эйнштейна: $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$, где ΔE – изменение энергии (в данном случае – тепловой эффект реакции), Δm – изменение массы, c – скорость света в вакууме, равная $3 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}$. Поскольку тепловые эффекты химических реакций (ΔE) чрезвычайно ма-





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



лы по сравнению с величиной c^2 , то соответствующими значениями Δm (10^{-9} – 10^{-11} г) можно пренебрегать из-за невозможности их практического определения.

Закон постоянства состава веществ: *«Количественный и качественный состав любого сложного вещества молекулярного строения не зависит от способов его получения».*

Обратите внимание: данный закон применим для веществ *только молекулярного строения*. Например, количественный состав воды, независимо от способов её получения, всегда один и тот же: $\omega(\text{H}) = 11,1899 \%$, $\omega(\text{O}) = 88,8101 \%$. Поэтому молекулярная формула воды, выведенная исходя из указанных значений массовых долей элементов всегда одна и та же – $\text{H}_{2,000}\text{O}_{1,000}$, или просто H_2O .

Экспериментально доказано, что количественный состав веществ *немолекулярного строения* зависит от способов их получения. Так, например, в образцах оксида меди(II), полученных разными способами, значения массовой доли меди могут изменяться от 74,6 % до 80,7 %. Поэтому количественный состав оксида меди(II) выражается формулами от $\text{Cu}_{0,739}\text{O}$ до $\text{CuO}_{1,053}$. Однако часто формулу этого вещества записывают упрощённо в виде CuO , округляя соответствующие индексы до целых чисел.

Закон эквивалентов: *«Химические количества эквивалентов всех веществ, вступивших в реакцию и образовавшихся в результате реакции, численно равны между собой».*

Для реакции $a\text{A} + b\text{B} = c\text{C} + d\text{D}$ справедливо соотношение:

$$n\left[\frac{1}{z_*}(\text{A})\right] = n\left[\frac{1}{z_*}(\text{B})\right] = n\left[\frac{1}{z_*}(\text{C})\right] = n\left[\frac{1}{z_*}(\text{D})\right].$$

При решении задач с использованием данного закона приравнивают количества эквивалентов двух соответствующих веществ. Если в условии задачи речь идёт о веществах А и В, то математическое выражение закона эквивалентов в этом случае имеет вид:

$$n\left[\frac{1}{z_*}(\text{A})\right] = n\left[\frac{1}{z_*}(\text{B})\right]$$

Соответствующие химические количества эквивалентов веществ $n\left[\frac{1}{z_*}(\text{A})\right]$

и $n\left[\frac{1}{z_*}(\text{B})\right]$ выражаются через величины, указанные в условии задачи (масса или объём). Например, если в условии задачи приводятся значения массы вещества А и объёма (н. у.) газа В, то выражение закона эквивалентов в этом





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



случае будет иметь вид:

$$\frac{m(A)}{M\left[\frac{1}{z^*}(A)\right]} = \frac{V(B)}{V_m^o\left[\frac{1}{z^*}(B)\right]}$$

Если же в условии задачи указаны массы веществ A и B , то математическое выражение закона эквивалентов запишется так:

$$\frac{m(A)}{M\left[\frac{1}{z^*}(A)\right]} = \frac{m(B)}{M\left[\frac{1}{z^*}(B)\right]}$$

Последнее равенство, переписанное в виде:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M\left[\frac{1}{z^*}(A)\right]}{M\left[\frac{1}{z^*}(B)\right]}$$

представляет собой математическое выражение другой формулировки закона эквивалентов: «*Массы реагирующих веществ относятся друг к другу как молярные массы их эквивалентов*».

Закон объёмных отношений Гей-Люссака: «*Объёмы газов, вступающих в химическую реакцию и образующихся в результате реакции, относятся между собой как небольшие целые числа*».

Закон Авогадро: «*В равных объёмах различных газов при одинаковых внешних условиях (давление и температура) содержатся одинаковые числа молекул*».

Этот закон применим для веществ, находящихся только в газообразном состоянии. Из молекулярно-кинетической теории газов следует, что при одинаковых внешних условиях расстояния между частицами в сотни раз больше размеров самих частиц. Поэтому объём порции любого газа определяется не размером его молекул, а расстоянием между ними. Именно по этой причине в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро:

1. Если числа молекул разных газов одинаковы, то при одних и тех же внешних условиях эти газы занимают одинаковые объёмы.

Экспериментально установлено, что любой газ химическим количеством 1 моль, содержащий $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, при нормальных условиях («н. у.») – температуре 0°C и давлении 101,325 кПа занимает объём, равный $22,4 \text{ дм}^3$. Этот объём, отнесённый к количеству газа, равному 1 моль, называется *молярным объёмом газа* при н. у. и обозначается символом V_m^o :





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



$$V_M^o = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Следует помнить, что существует также понятие «*молярный объём смеси газов*». Эта величина обозначается V_M^o (газ. смеси) и представляет собой объём смеси газов, сумма химических количеств которых равна 1 моль. Как и молярный объём индивидуального газа, V_M^o (газ. смеси) равен $22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$.

Понятию «молярный объём газовой смеси» соответствует понятие «**средняя молярная масса газовой смеси**». Эта величина обозначается \bar{M} (газ. смеси) и численно равна отношению массы данной смеси к сумме химических количеств всех находящихся в ней газов:

$$\bar{M}_{(\text{газ. смеси})} = \frac{m(\text{смеси})}{n_{(1)} + n_{(2)} + \dots + n_{(n)}}.$$

Физический смысл средней молярной массы газовой смеси: она численно равна массе смеси, в которой общее химическое количество газов равно 1 моль.

2. Плотность газа (ρ) – величина, численно равная отношению его молярной массы к молярному объёму при н. у.:

$$\rho(X) = \frac{M(X)}{V_M^o}.$$

Единицы плотности газов – $\text{г}/\text{дм}^3$, $\text{кг}/\text{м}^3$ и т. п. Например, плотность кислорода при н. у. равна:

$$\rho(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{V_M^o} = \frac{32 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 1,43 \text{ г/дм}^3.$$

Физический смысл плотности газа в том, что она численно равна массе газа объёмом 1 дм^3 (н. у.).

Существует также понятие «**плотность газовой смеси**». Эта величина обозначается ρ (смеси) и рассчитывается по формуле:

$$\rho_{(\text{смеси})} = \frac{\bar{M}_{(\text{смеси})}}{V_M^o}.$$

3. Относительная плотность газа X по газу Y ($D_{X/Y}^{D\%}$) – величина, численно равная отношению молярных масс этих газов:

$$D_{X/Y}^{D\%} = \frac{M(X)}{M(Y)}.$$

Относительная плотность одного газа по другому – величина безразмерная.

Физический смысл относительной плотности газа X по газу Y: она пока-





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



зывает, во сколько раз масса газа X больше массы газа Y, если их химические количества одинаковы:

$$D_{X/Y} = \frac{\rho(X)}{\rho(Y)} = \frac{\frac{M(X)}{V_M^o}}{\frac{M(Y)}{V_M^o}} = \frac{M(X)}{M(Y)} = \frac{m(X)}{m(Y)}$$

Наиболее часто при решении задач используются значения относительных плотностей газов по водороду и по воздуху, которые рассчитываются по формулам:

$$D_{X/H_2} = \frac{M(X)}{M(H_2)} \quad \text{и} \quad D_{X/возд.} = \frac{M(X)}{M(возд)} = \frac{M(X)}{29} \text{ г/моль}$$

4. *Стехиометрические коэффициенты в уравнениях реакций между газами пропорциональны объёмам данных газов.*

Для реакции $aA_{(г)} + bB_{(г)} = cC_{(г)}$ справедливо соотношение:

$$V(A) : V(B) : V(C) = a : b : c$$

Закон парциальных давлений газов (закон Дальтона): «Общее давление смеси газов, не вступающих в химическое взаимодействие, равно сумме парциальных давлений каждого из указанных газов».

Математическое выражение закона:

$$P_{(смеси)} = P_{(1)} + P_{(2)} + \dots + P_{(n)},$$

где $P_{(смеси)}$ – общее давление газовой смеси; $P_{(1)}, P_{(2)}, P_{(n)}$ – парциальные давления каждого из газов смеси.

Парциальное давление газа (от латинского «pars» – часть) – давление, которое оказывал бы данный газ на стенки сосуда, если бы он один занимал весь объём газовой смеси при тех же условиях.

При решении задач с использованием данного закона необходимо помнить, что парциальное давление данного газа прямо пропорционально его объёмной (φ) или мольной (χ) доле в газовой смеси:

$$P_{(1)} = \varphi_{(1)} \cdot P_{(смеси)} \quad \text{или} \quad P_{(1)} = \chi_{(1)} \cdot P_{(смеси)}$$

Закон Бойля – Мариотта: «При постоянной температуре произведение давления данной порции газа на его объём есть величина постоянная».

Математическое выражение данного закона:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 = const.,$$

где V_1 и V_2 – объёмы газа при давлениях p_1 и p_2 .

При решении задач этот закон используется для расчёта объёма газа V_2 при давлении p_2 , если известен объём газа V_1 при давлении p_1 :





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2}$$

Закон Шарля – Гей-Люссака: «При постоянном давлении отношение объёма данной порции газа к его абсолютной температуре есть величина постоянная».

Математическое выражение данного закона:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = const.$$

где где V_1 и V_2 – объёмы газа при абсолютных температурах T_1 и T_2 .

При решении задач этот закон используется для расчёта значения объёма газа V_2 при температуре T_2 , если известно значение объёма газа V_1 при температуре T_1 :

$$V_2 = \frac{T_2 \cdot V_1}{T_1}$$

Необходимо помнить, что абсолютная температура (T) связана с температурой (t) соотношением: $T = t + 273$.

Объединённый газовый закон (уравнение Клапейрона): «Произведение давления данной порции газа на его объём, отнесённое к абсолютной температуре газа, есть величина постоянная».

Математическое выражение закона:

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

где V_1 – объём газа при давлении p_1 и температуре T_1 , а V_2 – объём газа при давлении p_2 и температуре T_2 .

При решении задач данное уравнение часто используется для расчёта объёма газа (V_0) при нормальных условиях (p_0, T_0) если известно значение объёма (V_1) при других условиях (p_1, T_1):

$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1}, \text{ откуда следует, что } V_0 = \frac{T_0 \cdot p_1 \cdot V_1}{p_0 \cdot T_1}$$

Уравнение Клапейрона–Менделеева. Если химическое количество газа равно 1 моль, то значение дроби $\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0}$ является постоянной величиной и называется *молярной (или универсальной) газовой постоянной* R . Если давление выражается в Па, а объём газа – в м^3 , то R принимает значение, равное $8,314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$.





$$R = \frac{101325 \text{ Па} \cdot 0,0224 \text{ м}^3 \cdot \text{моль}^{-1}}{273 \text{ К}} = 8,314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}.$$

Из уравнений Бойля–Мариотта и Шарля–Гей-Люссака следует, что для газа в количестве 1 моль соотношение $\frac{pV}{T}$ будет равно $8,314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$ и при других значениях температуры и давления. С учётом этого для газа

химическим количеством 1 моль можно написать: $\frac{pV}{T} = R$ или $pV = RT$. Если же количество газа равно n моль, то:

$$pV = nRT$$

Учитывая, что $n = m/M$, данное уравнение можно записать в виде:

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

Это уравнение называется уравнением Клапейрона – Менделеева. Оно математически связывает давление газа, его объём, массу, молярную массы, температуру и позволяет вычислить значение любой из входящих в него величин по имеющимся значениям других величин.

Введение в химию понятия «эквивалент» позволило сформулировать закон эквивалентов: вещества друг с другом взаимодействуют в строго пропорциональных соотношениях. При решении задач удобнее пользоваться другой формулировкой закона: отношения масс веществ, вступивших в реакцию, прямо пропорционально отношению молярных масс их эквивалентов.

Фактор эквивалентности одного и того же вещества может иметь разные значения в разных реакциях ($f_{\text{э.кв.}} = 1/z$ – фактор эквивалентности). Рассмотрим это на примере:

- а) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = \text{NaHCO}_3 + \text{NaCl}$, $f_{\text{э.кв.}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1$;
- б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$, $f_{\text{э.кв.}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1/2$;
- в) $5\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$,
 $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$, $f_{\text{э.кв.}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$;
- г) $3\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH}$,
 $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$, $f_{\text{э.кв.}}(\text{KMnO}_4) = 1/3$;
- д) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$, $f_{\text{э.кв.}}(\text{KMnO}_4) = 1$.

Для вычисления объема моля эквивалентов ($V_{\text{э.кв.}}$) газов необходимо знать число молей эквивалентов в одном моле газа. Так, $M_{\text{э.кв.}}(\text{H}) = 1\text{г/моль}$, что в два раза меньше массы моля, следовательно, объем моля эквивалентов водорода в два раза меньше объема моля, т.е. $V_{\text{э.кв.}} = 22,4/2 = 11,2 \text{ дм}^3$. Аналогично,





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



$M_{\text{экв}}(\text{O}_2) = M(\text{O}_2) \cdot 1/4 = 32/4 = 8 \text{ г/моль}$, отсюда объем одного моля эквивалентов кислорода в четыре раза меньше его молярного объема, т.е. $V_{\text{экв}}(\text{O}_2) = 22,4/4 = 5,6 \text{ дм}^3$. Молярные объёмы эквивалентов газов:

$$V_{\text{экв}}(1/2 \text{ H}_2) = 11,2 \text{ дм}^3/\text{моль}; V_{\text{экв}}(1/4 \text{ O}_2) = 5,6 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Суть закона эквивалентов заключается в том, что вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных соотношениях. Иными словами, массы веществ m , реагирующих друг с другом или получающихся в результате реакции, пропорциональны молярным массам их эквивалентов $M_{\text{экв}}$: $m_1/m_2 = M_{\text{экв}1}/M_{\text{экв}2}$.





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.–М.:ООО «Издательство Астрель»,2004.–383с
3. Коровин, Н. В. Общая химия:учебник для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2005. – 557 с.:ил.
4. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
- 5.Химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие/А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная, И. В. Ковалева.–Минск: ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с.
- 6.Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
- 7.Химия: учебно-методический комплекс: учебно-методическое пособие / О. В. Поддубная, И.В. Ковалева и др. – Горки: БГСХА, 2011. – 452 с.
- 8.Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.

Дополнительная

1. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб. пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Выш. шк., 2003. – 96 с.
2. Жарский, И. М.Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб. пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
- 3.Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.
- 4.Колотыркин, Я.М. Металл и коррозия / Я.М. Колотыркин. – М.: Металлургия, 2005. –388 с.
5. Общая химия в формулах, определениях, схемах / под ред. В. Ф. Тикавого. – Минск: Университетское, 1996. – 560 с.
- 6.Улиг, Г.Г., Реви Р.У. Коррозия и борьба с ней / Г.Г. Улиг, Р.У.Реви. –Л.: Химия, 1989. –456 с.

Справочники:

1. Краткий химический справочник. – М.: Химия,1977.
2. Лидин, Р.А. Химические свойства неорганических веществ/ Под ред. Р.А. Лидина. – 5-е изд., стер. – М.: КолосС, 2008, – 480 с.





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Составители
Поддубная Ольга Владимировна
Ковалева Ирина Владимировна
Мохова Елена Владимировна
Седнев Константин Викторович

