**Строение внешнего слоя**

 **Р3**

 **S2**

**Степень окисления:**

 **N**

**V группа главная подгруппа** **N, P, As, Sb, Bi**

**N** с увеличением

**P** радиуса атома

**As** неметаллические

**Sb** свойства

**Bi** ослабевают

 **СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛЫ**

тройная ковалентная неполярная связь, очень

прочная, чем объясняется низкая реакционная

способность

**↑**

**↑**

**↑**

**↓↑**

**ПРИМЕНЕНИЕ**

1) получение NН3 и НNО3 , азотных удобрений

2) жидкий N2 – в охладительных системах, в медицине при лечении суставов, позвоночника, в косметологии N2 имеет важное значение в жизни растений и животных

**В природе:** в воздухе 78% по объему, в земной коре: NаNО3,

КNО3 – селитры, в белковых и органических веществах

**АЗОТ**

**Физические** газ без цвета, запаха и вкуса, плохо растворим

 **свойства**  в воде, легче воздуха t0кип (N2) = ─1960С

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА**

 **окислитель восстановитель**

3Н2 + N2 → 2NН3 N2 + О2 → 2NО

6Li + N2 → 2Li3N N2 + F2 → 2NF3

**ПОЛУЧЕНИЕ**

а) в промышленности: из жидкого воздуха за счет разницы в t0кип (О2) = ─1830С , а t0кип (N2) = ─1960С

б) в лаборатории разложением нитрита аммония при нагревании: NН4NО2 → N2 + 2Н2О

**Физические** газ без цвета с резким запахом, легче воздуха, хорошо растворим в

 **свойства**  в воде (нашатырный спирт), ядовит, t0кип = ─330С

**ПОЛУЧЕНИЕ**

1) в промышленности: 3Н2 + N2 → 2NН3

2) в лаборатории: NН4Сl + Са(ОН)2 → СаСl2 + NН3↑ + Н2О

**NН3**

В молекуле NH3 у атома N

остается неподеленная пара

электронов, за счет которой

образуется ковалентная связь

по донорно-акцепторному

механизму при взаимодей-

ствии с ионом **Н+**

 NH3 +Н+→ NН

 **ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА**

1) горение: 4NH3 + 3O2 → 2N2 + 6H2O

2) каталитическое окисление:

 4NH3 + 5O2 → 4NO + 6H2O

3) с оксидами некоторых металлов:

 3СuО + 2NH3 → 3Сu + N2 + 3H2O

4) 3Вr2 + 8NH3 → N2 + 6NН4Вr

5) + кислота: 2NH3 + Н2SО4→ (NH4)2SО4 сульфат аммония

 NH3 + Н2SО4→ NH4НSО4 гидросульфат аммония

6) + вода: NH3 + Н2О→ NH4ОН гидроксид аммония

 (слабое основание)

**ПРИМЕНЕНИЕ**

1) получение НNО3

2) жидкий NН3 → в холодильных установках

3) в медицине – 10% раствор – нашатырный спирт

4) получение азотных удобрений

 **СОЛИ АММОНИЯ** **NН**

 NН4Сl → НСl↑ + NН3↑

 (NH4)2SО4 → NН3↑ + NH4НSО4

 NH4NО3 → N2О + 2H2О

 **Качественная реакция:** NН4Сl + NаОН → NаСl + NН3↑ + H2О

**особые свойства**

**имеют общие свойства солей**

**особые свойства**

**Кислородсодержащие соединения азота**

**Оксид азота (IV) NО2**

ядовитый газ бурого цвета с характер-ным запахом, хорошо растворим в Н2О

**Получение:**

1) 2NO + О2 →2NО2

2) Cu+4HNO (конц) →Cu(NO3)2+2NO2↑+

 + 2H2O

**Свойства: кислотный оксид**

2NO2 + H2O → НNО2  + НNО3

2NO2 + 2NаOН →NаNО2 + NаNО3 + Н2О

**сильный окислитель:**

 NO2 + СО →NО + СО2

**Оксид азота (III) N2О3**

Темно-синяя жидкость, является кислотным оксидом, при взаимодействии с водой образуется НNО2

**Получение:**

1) NО2 + NО → N2О3 нестоек

**Свойства – кислотного оксида:**

N2О3 + 2NаOН →2NаNО2 + Н2О

**НNО2 – кислота**

**средней силы, неустойчива**

2НNО2 → Н2О + NO2 + NO

2НI + 2НNО2 → I2 + 2NO + Н2О

2КМnО4+ 6НNО2 → 2Мn(NО3)2 + КNО3 +

 + КNО2+3Н2О

**Оксид азота (I) N2О**

бесцветный газ со сладковатым запахом, растворим в Н2О

**Получение:**

NH4NО3 → N2О + 2H2О

**Свойства:**

1) разлагается при t0 >5000С

 2N2О→2N2 + О2

2) окисляет вещества, реагирующие с О2

N2О + Н2 → N2 + H2О

N2О + С → СО2 + 2N2

 **Оксид азота (II) NО**

Газ без цвета и запаха, плохо растворим в Н2О

**Получение:**

1) во время грозы: N2 + О2 → 2NО

2) в лаборатории:

3Cu+8HNO3(разб)→3Cu(NO3)2+2NO↑+4H2O

3) в промышленности:

 4NH3 + 5O2 → 4NO + 6H2O

**Свойства:**

2NO + 2H2O + 2SО2 → N2О + 2Н2SО4

**Восстановитель:** 2NO + О2 →2NО2

**Окислитель:** 2NO + 2SО2 →2SО3 + N2

**Оксид азота (V) N2О5**

бесцветные кристаллы хорошо растворяются в H2O, нестойкие при t0 >00С: 2N2О5 →4NО2 + О2

**Получение:**

6НNО3 + Р2О5 →2Н3РО4 + 3N2О5

2NО2 + О3 → N2О5 + О2

**Свойства: кислотный оксид**

 N2О5 +Н2О→2НNО3

**несолеобразующие оксиды**

**практического значения не имеют**

**Физические** бесцветная дымящая жидкость с резким запахом. t0кип = 830С . концентрированная может иметь

 **свойства** желтую окраску. При попадании на кожу вызывает сильные ожоги и оставляет желтые пятна

 **ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА HNO3**

**ПРИМЕНЕНИЕ**

получение азотных удобрений, взрывчатых веществ, красителей, лекарств, фотопленки, лаков, пластических масс, искусственных волокон

**ПОЛУЧЕНИЕ**

а) в лаборатории: Ва(NO3)2(тв) + Н2SО4(конц) →ВаSО4↓ + 2HNO3↑

б) в промышленности: каталитическое окисление NH3:

 1 стадия 4NH3 + 5O2 → 4NO + 6H2O

 2 стадия 2NO + О2 →2NО2

 3 стадия 4NO2 + O2 + 2H2O = 4HNO3

**ПРИМЕНЕНИЕ НИТРАТОВ**

1) **селитры:** КNО3, NаNО3, NН4NО3,

 Са(NО3)2  – удобрения

2) КNО3 - для изготовления пороха;

 NН4NО3 - взрывчатых веществ

**Особые свойства**

1) конц. HNO3 при нагревании или на свету разлагается: 4HNO3 = 2H2O + 4NO2↑ + O2↑

2) при взаимодействии с Ме не выделяет H2, в зависимости от активности Ме и концентрации HNO3 продуктами восстановления могут быть: NO2, NO, N2O, N2, NН4NO3

Cu + 4HNO3 (конц) = Cu(NО3)2 + 2NO2↑ + 2H2O

3Cu + 8HNO3 (разб) = Cu(NО3)2 + 2NO↑ + 4H2O

4Мg + 10HNO3 (очень разб) = 4Мg(NО3)2 + NН4NO3 + 3H2O

4Мn + 10HNO3 (разб) = 4Мn(NО3)2 + N2O + 5H2O

3) окисляет некоторые неметаллы:

Р +5HNO3 (конц) = Н3РО4 + 5NO2↑ + 2H2O

S + 6HNO3 (конц) = Н2SО4 + 6NO2↑ + 2H2O

**сильная кислота**

**проявляет общие**

**свойства кислот:**

1) + осн. и амф. оксид

2) + основание

3) + соль

**Особые свойства солей**

при t0 все нитраты разлагаются

 **до Мg** МеNО2 + О2↑

**МеNО3** **от Мg до Сu** МеО + NО2↑+ О2↑

 **после Сu** Ме + NО2↑+ О2↑

2NаNО3 →2NаNО2 + О2↑

2Zn(NО3)2 → 2ZnО + 4NО2↑+ О2↑

 2АgNО3 → 2Аg + 2NО2↑+ О2↑

**Общие свойства солей**

 1) + Ме

2) + кислота

3) + щелочь

 4) + соль

**СОЛИ**

**нитраты**

**Концентрированная HNO3  не реагирует**

**с:** Fе, Аl, Сr, Аu, Рt; **разбавленная** - с Аu, Рt

**Качественная реакция на N :** 2NаNО3 + 2Н2SО4 + Сu → Nа2SО4 + СuSО4 + **2NО2↑** + 2Н2О

 выделяется бурый газ

 **d0**

 **Р2**

 **S2  степень окисления: -3, 0, +3, +5**

**В природе:** в свободном состоянии не существует; в связанном состоянии:

 Са3(РО4)2 – фосфорит, 3Са3(РО4)2 · СаF2 – фторапатит, соединения

 фосфора входят в состав костной, нервной

 тканей, ДНК, РНК, АТФ, белков

**АЛЛОТРОПНЫЕ**

**МОДИФИКАЦИИ ФОСФОРА**

↑

↑

↑

↓↑

**ЧЕРНЫЙ ФОСФОР**

похож на графит, жирный на ощупь, не растворяется в воде, нелетуч, полупроводник, неядовит. Атомная кристаллическая решетка.

**КРАСНЫЙ ФОСФОР**

Темно-красный порошок, без запаха, не растворим в воде, растворим в СS2, неядовит. Атомная кристаллическая решетка.

 **БЕЛЫЙ ФОСФОР**

Бесцветные кристаллы с желтоватым оттенком, чесночным запахом, не растворим в воде, растворим в СS2 и С2Н5ОН, легко плавится, летуч, химически активен, окисление на воздухе сопровождается свечением, очень ядовит.

Молекулярная кристаллическая решетка, в узлах которой находятся молекулы Р4. При слабом нагревании превращается в красный фосфор

**ПРИМЕНЕНИЕ**

1) получение Н3РО4 → удобрения

2) спички

3) ядохимикаты

4) зажигательные бомбы и

 дымовые завесы

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА**

 **окислитель восстановитель**

 2Р + 3Мg →Мg3Р2 5О2 + 4Р → 2Р2О5 3I2 + 2Р → 2РI3

 фосфид 2Сl2 + 2Р → 2РСl5  3Р + 5НNО3 + 2Н2О → 3Н3РО4 + 5NО

**ПОЛУЧЕНИЕ**

сплавление в электропечи

5С + 3SiО2 + Са3(РО4)2 → 5СО + 3СаSiО3 + 2Р

**Оксид фосфора (V) Р2О5**

Белый гигроскопичный порошок

**Химические свойства**

**Р2О5 – кислотный оксид**

3ВаО + Р2О5 → Ва3(РО4)2

6NаОН + Р2О5 → 2Nа3РО4 + 3Н2О

6НNО3 + Р2О5 →2Н3РО4 + 3N2О5 (сильное водоотнимающее средство)

**Качественная реакция:**

К3РО4 + АgNО3 → КNО3 + Аg3РО4↓

 ярко-желтый осадок

**Оксид фосфора (lll) Р2О3**

Воскообразная кристаллическая масса, ядовит.

**Получение:** 3О2 + 4Р → 2Р2О3 (при недостатоке О2)

**Химические свойства**

**Р2О3 – кислотный оксид**

Р2О3 + О2 → Р2О5

Р2О3 + 3Н2О → 2Н3РО3

Р2О3 + 4NаОН → 2Nа2НРО3

**Н3РО3**

двухосновная фосфористая

кислота средней силы

**СОЛИ**

 **средние кислые**

фосфаты гидрофосфаты дигидрофосфаты

К3РО4 К2НРО4 КН2РО4

**Н3РО3- ортофосфорная кислота средней силы**

проявляет общие свойства кислот

**РН3 – фосфин**

бесцветный ядовитый газ, плохо растворим в воде, нестоек, сильный воостановитель

Са3Р2 + 6Н2О → 3Са(ОН)2 + 2РН3↑

РН3↑ + 2О2 → Н3РО4

**соли – фосфиты**

К2НРО3

 **IV группа главная подгруппа С, Si, Gе, Sn, Рb**

**В ПРИРОДЕ**

**С** с увеличением радиуса

**Si** атома неметаллические

**Gе**  свойства ослабевают, а

**Sn** металлические свойства

**Рb** усиливаются

 **Р2**

**в связанном состоянии**

**СаСО3** – мел, известняк, мрамор

**МgСО3** – магнезит

**СаСО3 · МgСО3** – доломит

**СО2**, каменный уголь, все органические вещества

**в свободном состоянии**

алмаз, графит

**↑**

**↑**

↓↑

 **S2**

 **Степень окисления: -4, 0, +2, +4**

**АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ УГЛЕРОДА**

**ГРАФИТ**

**АЛМАЗ**

Кристаллическая решетка имеет слоистое строение. Каждый атом углерода образует три прочные ковалентные неполярные связи с атомами углерода в том же слое. Расстояние между слоями большое, поэтому связь между атомами в одном слое прочнее, чем в различных слоях

Ковалентная неполярная связь, атомная кристаллическая решетка, имеет тетраэдрическое строение, расстояние между всеми атомами углерода - одинаковое

**строение**

**физические**

**свойства**

Кристаллическое вещество, прозрачное, бесцветное, высокая лучепреломляющая способность, очень твердое, не проводит электрический ток

Слоистое кристаллическое вещество темно-серого цвета, обладает металлическим блеском, мягкий, проводит электрический ток и тепло

Электроды, твердые смазки, стержни для карандашей, замедлители нейтронов в ядерных реакциях, получение искусственных алмазов

Для обработки особо твердых материалов (буры, сверла, шлифовальный инструмент, стеклорезы); после огранки – ювелирные изделия

**применение**

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА**

 **окислитель восстановитель**

Са + 2С → СаС2 С + О2 → СО2 t0<5000С

СаО + 3С → СаС2 + СО 2С + О2 → 2СО (при недостатке О2) СаО + 3С → СаС2 + СО С + Н2О (пар) → СО + Н2 t0 >12000С

С + 2Н2 → СН4  С + 2Н2О → СО2 + 2Н2 t0~10000С

  С + 2F2 → СF4

 СuО + С → Сu + СО

**ПОЛУЧЕНИЕ**

 нагревание без доступа воздуха

 **древесины каменного угля**

 **Самый чистый углерод (сажа) получают**

 **крекингом** **метана: СН4 → С + 2Н2**

кокс

древесный уголь

активированный уголь

**СОЕДИНЕНИЯ УГЛЕРОДА**

**СО – оксид углерода (II), угарный газ**

газ, без цвета и запаха, малорастворим в воде, легче воздуха. Ядовит, так как соединяется с гемоглобином крови

**Углеводороды:** СН4, С2Н2, С6Н6 и др.

**СО2 – оксид углерода (IV), углекислый газ**

газ, без цвета и запаха, хорошо растворяется в воде, тя-желее воздуха. При испарении жидкого СО2 поглощает-ся большое количество теплоты и образуется снегооб-разная масса, из которой получают «сухой лед»

При растворении в Н2О образуется небольшое коли-чество слабой угольной кислоты: СО2 + Н2О↔ Н2СО3

**Качественная реакция на СО2**– помутнение известко-вой воды: Са(ОН)2 + СО2→ СаСО3↓ + Н2О

**Карбиды**

получают при непосредственном взаимодействии углерода с метал-лами, или оксидами металлов (Nа2С2, К2С2, ВаС2, SrС2, Сu2С2, Мg2С3):

 4Аl + 3С → Аl4С3 карбид алюминия

При гидролизе карбидов образуют-ся: метан СН4, ацетилен С2Н2, пропин С3Н4 :

Аl4С3 +12Н2О → 4Аl(ОН)3 + 3СН4↑

СаС2 + 2Н2О → Са(ОН)2 + С2Н2↑

**несолеобразующий оксид**

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА**

**хороший восстановитель**

2СО + О2 → СО2 горючий газ

2СО + Сl2 → СОСl2 фосген, яд

СuО + СО → Сu + СО2

**проявляет общие свойства кислотных оксидов**

**ПОЛУЧЕНИЕ**

В лаборатории: НСООН→СО + Н2О

 муравьиная кислота

В промышленности: СО2 + С→ СО2

 в газогенераторе

**ПОЛУЧЕНИЕ**

В лаборатории: СаСО3 + 2НСl → СаСl2 + СО2↑+ Н2О

В промышленности: СаСО3 → СаО + СО2↑

**ПРИМЕНЕНИЕ**

1) получение соды;

2) получение «сухого льда»;

3) изготовление газированных напитков;

4) в огнетушителях

**Н2СО3**

**угольная кислота**

слабая кислота, в свободном виде неустойчива

 Н2СО3→ Н2О + СО2 ↑

**получение солей:**

2NаОН + СО2 → Nа2СО3+ Н2О

СаО + СО2 → СаСО3

ВаСl2 + К2СО3→ ВаСО3↓ +2NаСl

**ПРИМЕНЕНИЕ**

1) восстановитель в металлургии;

2) как топливо;

3) для синтеза органических веществ

**Соли Н2СО3**

**общие**

**свойства солей**

 Средние – **карбонаты** Nа2СО3, СаСО3

Кислые – **гидрокарбонаты** NаНСО3, Са(НСО3)2

**ОСОБЫЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ**

Рb(НСО3)2 + Fе → Fе(НСО3)2 + Рb↓

**+ Ме**

не реагируют, т.к. растворимы только карбонаты щелочных металлов

**Все при t0 разлагаются (кроме карбонатов щелочных металлов):**

СаСО3→ СаО + СО2↑

Са(НСО3)2 → СаСО3 + СО2↑+ Н2О

Nа2СО3+ Са(ОН)2 → СаСО3 ↓ + 2NаОН

Рb(НСО3)2 +2NаОН → Рb(ОН)2↓+ 2NаНСО3

**+ щелочь**

К2СО3 + 2НСl → 2КСl + СО2↑+ Н2О

Са(НСО3)2 + 2НСl → СаСl2 + 2СО2↑+ 2Н2О

**+ кислота**

**Взаимные превращения**

**карбонат ↔ гидрокарбонат:**

СаСО3 + СО2 + Н2О → Са(НСО3)2

Са(НСО3)2 + Са(ОН)2 → 2СаСО3 + 2Н2О

Nа2СО3+ СаСl2 → 2NаСl + СаСО3↓

Ва(НСО3)2 + Nа2SО4 → ВаSО4↓ + 2NаНСО3

**+ соль**

кремний

асбест

тальк

гранит

**ПОЛУЧЕНИЕ**

В лаборатории: 2Мg + SiО2 → 2МgО + Si

 SiСl4 +2 Zn → 2ZnСl2 + Si

В промышленности: SiО2 + С → Si + 2СО

аметист

халцедон

сердолик

слюда

**силикаты**

глина

агат

**SiО2**

яшма

горный хрусталь

изумруд

аквамарин

опал

кварц

полевой шпат

топаз

**SiО2 – оксид кремния (IV)** существует в нескольких кристаллических модификациях, тугоплавок, инертен, но реагирует с НF

4 НF + SiО2 → SiF4↑+ 2Н2О используется для травления стекла

**Кислотный оксид**

При сплавлении реагирует:

2NаОН+ SiО2→ Nа2SiО3  + 2Н2О

СаО + SiО2→ СаSiО3

Nа2СО3  + SiО2→ Nа2SiО3  + СО2

**SiО2 + Н2О не реагирует**

кремень

песок

**ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА**

Сравнительно инертен, реагирует преимущественно с сильными окислителями

или восстановителями, как правило требуется высокая t0

**Как восстановитель:** Si + 2F2 → SiF4  комнатная t0

 Si + О2 → SiО2  при нагревании

Si + 2Сl2 → SiСl4  t0 = 400-6000С

Si +2NаОН+ Н2О →Nа2SiО3  + 2Н2  при нагревании

С + Si → SiС карборунд, очень тверд

Как окислитель: 2Са + Si → Са2Si силицид кальция

Во многих металлах Si заметно растворяется без химического взаимодействия

**ПРИМЕНЕНИЕ**

1) кварцевое стекло

2) производство стекла, керамики, цемента, бетона

Соли – силикаты

Силикаты Nа и К растворимы в воде. Их называют жидким стеклом (силикатный клей)

Общие свойства солей

+ Ме не реагируют, т.к. растворимы только Nа2SiО3  и К2SiО3

+ кислота К2SiО3  +2НСl→ Н2SiО3↓+ 2КСl качественная реакция на **SiО32-**

+ соль К2SiО3  + СаСl2 → Са2SiО3↓+ 2КСl

**Применение:** 1) цемент, бетон

 2) Nа2SiО3  – силикатный клей

Н2SiО3 – кремневая кислота

**Физ св** Бесцветное студенистое вещество, нерастворимо в воде

**Н2SiО3 – практического значения не имеет**

**Хим св** очень слабая кислота, практически не образует **Н+** поэтому реагирует только со щелочами: Н2SiО3 + 2КОН → К2SiО3 + 2Н2О

= нестабильна: Н2SiО3 → SiО2 + 2Н2О

**Получ** Nа2SiО3  +2НСl→ Н2SiО3 ↓+ 2NаСl

KCl · NaCl – сильвинит