**主体的な態度**

A・B・C

　　　　年　　　組　　　番

名前

　　　　年

　　　組　　　番

名前

**非金属元素①**

**水素・貴ガス・ハロゲン**

**3章2節**

p.196～205

**１．水素・貴ガス**(▶p.196)

価電子数 1

価電子数 0

《水素の製法》

・実験室では,イオン化傾向の　　大きい　　亜鉛や鉄などの金属に希硫酸や希塩酸などの　　酸　　を加える

例)亜鉛と希硫酸の反応　　　　　　　Zn + H2SO4 → ZnSO4 + H2

・工業的には，石油と水蒸気を反応させる。

例)メタンと高温の水蒸気の反応　　　CH4　＋　H2Ｏ　→　CO　＋3H2 ↑

《水素の反応》

・水素と酸素の混合気体に点火すると，爆発的に反応。　2H2 + O2 → 2H2O

《貴ガスの製法》　空気中にわずかに存在し，液体空気の　　分留　　などで得る。

《貴ガスの性質》　価電子数が　　0　　で，きわめて安定。　　化合物　　をつくりにくい。

**２．ハロゲン**　 17 族　▶ (p.200)

価電子数 7

●フッ素F2

《反応》

・低温・暗所でも水素と爆発的に反応する。 　H2 　＋　F2 　→　2HF

・水と激しく反応して，酸素O2を発生する。　2F2 　＋　H2O　→　4HF　＋　O2

●塩素Cl2

《実験室での製法》

・酸化マンガン(Ⅳ)に　濃塩酸　を加えて加熱

　MnO2 + 4HCl → MnCl2 + 2H2O + Cl2

・高度さらし粉に　塩酸　を加える｡

Ca (ClO)2・2H2O　＋　　4HCl　 → 　CaCl2　 ＋ 　4H2O　 ＋ 　　2Cl2　↑

《性質》

・塩素水では塩素の一部が水と反応し，塩化水素と次亜塩素酸を生じる。次亜塩素酸はClO－を生じ，　 漂白　 ・ 殺菌　 効果があるため,プールの水の殺菌などに利用されている。

　Cl2 + H2O ⇄ HCl + HClO

《塩素の反応》

・光によって水素H2と爆発的に反応する。 　H2　＋　Cl2　→　2HCl

・ナトリウムとの反応 　2Na + Cl2 → 2NaCl

・銅との反応 　Cu + Cl2 → CuCl2

●ハロゲンの単体の反応性

・ハロゲンの酸化力の強さ F2 ＞　Cl2　＞　Br2　＞　I2

　2　KBr + Cl2 →　　2KCl　　+　　Br2　　　　　　，　　　　2　KI + Cl2 →　　2KCl　　+　　I2

　2　KI + Br2 →　　2KBr　　+　　I2

●ハロゲン化水素

○フッ化水素HF

《実験室での製法》

・ホタル石に濃硫酸を加えて加熱する。 　CaF2 + H2SO4 → CaSO4 + 2HF↑

《反応》

・フッ化水素はガラスを溶かす。 　　SiO2 + 6HF → H2SiF6 + 2H2O

○塩化水素HCl

《実験室での製法》

　塩化ナトリウム　に濃硫酸を加えて加熱する。　NaCl + H2SO4 → NaHSO4 + HCl↑

《工業的製法》　　塩素と水素を直接反応させる。　H2 + Cl2 → 2HCl↑

《性質》　　塩化水素とアンモニアが反応すると塩化アンモニウムの白煙を生じる。

　　　NH3 + HCl → NH4Cl

○塩素酸塩

・塩素酸カリウムに酸化マンガン(Ⅳ)を触媒として加え加熱すると，酸素が発生する。

　2KClO3　→　2KCl　+　3O2

○さらし粉

・水酸化カルシウムに塩素を吸収させて得られる。

　Ca(OH)2　＋　Cl2　→　CaCｌ(ClO)・H2O

〇ハロゲン化物イオン　　 　硝酸銀　 の水溶液を加えると沈殿が生じる｡

　Cl－ 　Ag＋ +　 Cl－ → AgCl↓ 　　　　( 白 　　色)　　AgFは　水溶性　で沈殿しない。

　Br－ 　Ag＋ + Br－ → AgBr↓ 　　　　　( 淡黄 　色)

　I－ 　Ag＋ + I－ → AgI↓ 　　　　　 　　( 黄　　色)

**主体的な態度**

A・B・C

**3章2節**

p.206～209

**非金属元素②**

**酸素・硫黄**

　　　　年　　　組　　　番

名前

　　　　年

　　　組　　　番

名前

　16族元素である酸素と硫黄は，価電子を　6　個をもち，原子価が　2　で，　２価の陰イオン　になりやすい。

**１．酸素**(▶p.206)

●酸素O2

《実験室での製法》

　・過酸化水素水に酸化マンガン(Ⅳ)を加える｡　　2H2O2 → 2H2O + O2

　・塩素酸カリウムに酸化マンガン(Ⅳ)を加えて加熱　　2KCl3 → 2KCl + 3O2

　※酸化マンガン(Ⅳ)は　　触媒　　である。

《性質》　・水に　溶けにくい　気体で，多くの元素と反応して　酸化物　を生じる。

●オゾンO3

《実験室での製法》・空気中または酸素中で無声放電を行うか　紫外線　を当てることで生成。

　　　　　　　　　　　　　　3O2 　→　 2O3

《性質》　・特異臭の淡青色の気体。分解しやすく，強い 酸化 作用を示す。

　　・湿ったヨウ化カリウムデンプン紙を青変する｡

　　　　2KI　＋　O3　＋H2O　→　I2　＋　2KOH　＋　O2

**２．硫黄**(▶p.208)

●硫黄S

《性質》　・常温では安定。同素体に　斜方硫黄　，　単斜硫黄　，　ゴム状硫黄　がある。

・点火すると青い炎を出して燃える｡　　S + O2 → SO2

●硫化水素H2S

《実験室での製法》　・硫化鉄(Ⅱ)に 　希硫酸　 または 　希塩酸　 を注ぐ｡

[ 弱 酸の塩+ 強 酸 → 弱 酸の遊離]

　　　FeS + H2SO4 → FeSO4 + H2S↑

　　　FeS + 2HCl → FeCl2 + H2S↑

《性質》

・水に溶けて弱酸性を示す｡

　　H2S ⇄ H+ + HS-　　　　　　　　　HS- ⇄ H+ + S2-

・（腐卵）臭のある有毒な気体。

・金属の硫化物は水に溶けにくいものが多いので，金属イオンの分離や検出に用いられる｡

　　　　Cu2+ + S2- → CuS↓( 黒 色)

　　　　Zn2+ + S2- → ZnS↓( 白 色)

　　　　Cd2+ + S2- → CdS↓( 黄 色)

●二酸化硫黄SO2(亜硫酸ガス)

《実験室での製法》　・亜硫酸水素ナトリウムまたは亜硫酸ナトリウムに　希硫酸　を加える｡

[ 弱 酸の塩+ 強 酸 → 弱 酸の遊離]

　　　　NaHSO3 + H2SO4 → NaHSO4 + H2O + SO2↑

・銅に　熱濃硫酸　を加えて加熱する。

　　　　Cu + 2H2SO4 → CuSO4 + 2H2O + SO2↑

《性質》

・水に溶けて 亜硫酸 になる，　酸　性酸化物。　SO2 + H2O ⇄ H+ + HSO3-

・不純物として硫黄を含む石油や石炭が燃えると発生する｡→ 　酸性雨　 などの原因物質

・　　還元剤　　で漂白剤に用いられるが，強い還元剤に対しては　　酸化剤　　としても働く。

●硫酸H2SO4

《工業的製法》　SO2を酸化バナジウム(Ⅴ)V2O5を触媒として，SO2 をSO3に酸化し，

　　　 2SO2 + O2 → 2SO3

これを濃硫酸に吸収させたあと希硫酸中の水と反応させる｡…〔 　接触　法 〕

　　　 SO3 + H2O → H2SO4

《性質》　・強い　　吸湿性　　を示し，乾燥剤として利用される。

・有機化合物から水素と酸素を水の形で奪う　脱水　作用がある。

 H2SO4

 　　　 C12H22O11 → 12C 　+　 11H2O

 スクロース

　　　　・高温で強い　酸化作用　をもつ。濃硫酸に銅を加えると二酸化硫黄が発生する。

 加熱

 　　　 Cu + 2H2SO4 → CuSO4 + 2H2O + SO2↑

　　　　・沸点が高く，　　不揮発性の酸　　である。揮発性の酸の塩と反応させると揮発性の酸が生成する。

 　　　 NaCl + H2SO4 → NaHSO4 + HCl↑

　　　　・水で希釈すると，多量の　熱　を発生し，強い　酸性　を示す　希硫酸　になる。

 　　　 H2SO4 → H+ + HSO4-

 　　　 HSO4- ⇄ H+ + SO42-

**主体的な態度**

A・B・C

**3章2節**

p.210～212

**非金属元素③**

**窒素・リン**

　　　　年　　　組　　　番

名前

　　　　年

　　　組　　　番

名前

　15族元素である窒素とリンは，価電子を　5　個をもち，原子価が　3　で，一般に　共有　結合の化合物をつくる。

**１．窒素**(▶p.210)

●窒素N2

《実験室での製法》　・亜硝酸アンモニウムの熱分解　　　NH4NO2 → 2H2O + N2↑

●アンモニアNH3

《実験室での製法》 ・塩化アンモニウムに水酸化カルシウムなどの　強塩基　を加えて加熱する。

 [ 弱塩基 の塩 + 強塩基 → 弱塩基 の遊離]

　　　2NH4Cl + Ca(OH)2 → CaCl2 + 2H2O + 2NH3↑

《工業的製法》　・四酸化三鉄を主成分とする触媒を用いて，窒素と水素を400 ～600 ℃ ，　高圧で直接反応させる。（　　ハーバー・ボッシュ　　法) 　N2 + 3H2 → 2NH3

《性質》　・無色，　　刺激臭　　のある気体。

・水に　　よく溶ける　　。水中では，ごく一部が電離してOH-を生じるため，

　　弱塩基　性を示す｡　　NH3 + H2O ⇄ NH4+ + OH－

・高温・高圧で二酸化炭素と反応して，肥料に用いられる尿素を生成する。

　　　　　　2NH3　＋　 CO2 → (NH2)2CO　＋　H2O

●窒素酸化物NO*x*　　　　NO，NO2，N2O4 などの総称

○一酸化窒素NO

《実験室での製法》　銅に希硝酸を加える｡

　　3Cu + 8HNO3 → 3Cu(NO3)2 + 4H2O + 2NO↑

《性質》　・　無　色の気体で，水に 　溶けにくい　 ｡

　　　　・空気中ですぐに酸化されて二酸化窒素になる。　　2NO + O2 → 2NO2

○二酸化窒素NO2

《実験室での製法》　銅に濃硝酸を加える｡

　　　Cu + 4HNO3 → Cu(NO3)2 + 2H2O + 2NO2↑

《性質》　・　赤褐　色の気体。水に溶けて　硝酸　になる。

　　　　　　3NO2 + H2O → 2HNO3 + NO↑

　　　　・常温では，一部の二酸化窒素が無色の四酸化二窒素になる。　2NO2 ⇄ N2O4

○硝酸HNO3

《工業的製法》　白金Ptを触媒としてNH3を酸化する。（　　オストワルト　　法)

 Pt

 　4　NH3 + 　5　O2 → 　4　NO↑+ 　6　H2O …①

 　2　NO + O2 → 　2　NO2 …②

 　3　NO2 + H2O → 　2　HNO3 + NO↑ …③(生じたNOは反応　②　に用いる)

　　反応①～③をまとめると　　　NH3 + 2O2 → HNO3 + H2O

《実験室での製法》　硝酸ナトリウムなどの硝酸塩に濃硫酸を加えて加熱すると得られる。

 [　　不揮発性の酸　　の塩 + 　　不揮発性の酸　　 → 　　揮発性の酸　　の遊離]

　　　NaNO3 + H2SO4 → NaHSO4 + HNO3↑

《性質》　・無色で　　揮発性　　の液体。　　刺激臭　　がある。

　　　　・光によって　　分解　　しやすいので褐色びんに入れて保管する｡

　　　　　　4HNO3 → 4NO2 + 2H2O + O2↑

　　　　・希硝酸・濃硝酸ともに，　　強酸　　である。

　　　　・　酸化　 作用が強く，イオン化傾向の小さい金属も溶かす。

 Al・Fe・Ni＋濃硝酸 → 表面に緻密な酸化被膜ができ，それ以上反応しなくなる

　　　　　　　　　　　　　　　 ( 　不動態　 )

**２．リン**(▶p.212)

●リンP

《性質》　・リンの同素体に　　黄リン　　（　　白リン　　），　　赤リン　　がある。

●十酸化四リンP4O10

《実験室での製法》　・空気中でリンを燃焼させる。　　4P + 5O2 → P4O10

《性質》　・　白　色の結晶。　吸湿　性が強く，　乾燥　剤として用いられる｡

●リン酸H3PO4

《実験室での製法》　・十酸化四リンを水に溶かして加熱。　P4O10 + 6H2O → 4H3PO4

《性質》　・　無　色の結晶。　　潮解性　　がある。

　　　　・水溶液は中程度の　　酸性　　を示す（　３　段階で電離する）。

　　　　・H3PO4の塩には，脊椎動物の骨や歯の主成分で水に溶けにくい　　リン酸カルシウムCa3(PO4)2　　や，過リン酸石灰とよばれるリン酸肥料に含まれ水溶性の　　リン酸二水素カルシウムCa(H2PO4)2　　がある。

**主体的な態度**

A・B・C

**3章2節**

p.213～215

**非金属元素④**

**炭素・ケイ素**

　　　　年　　　組　　　番

名前

　　　　年

　　　組　　　番

名前

　14族元素である炭素とケイ素は，価電子を　4　個をもち，原子価が　4　で，一般に　共有　結合の化合物をつくる。

**１．炭素**(▶p.213)

●炭素C

《性質》　・炭素の同素体に　　ダイヤモンド　　，　黒鉛(グラファイト)　，　　フラーレン　　，カーボンナノチューブ，グラフェンがある。

・ダイヤモンド：最もかたい　無　色の　　共有結合の結晶　　。

　ガラス　の切断や岩石の切削に用いられる｡

・黒鉛(グラファイト)：やわらかい　黒　色の　　共有結合の結晶　　。

　電気　を導く｡電極に用いる｡

　 　　　微結晶が不規則に配列したものを　　無定形炭素　　という。

　 　　　黒鉛の網目構造の層一枚を構造にもつ炭素の同素体が　　グラフェン　　。

・炭素の同素体のうち，　　フラーレン　　は分子結晶である。

●一酸化炭素CO

《製法》　・炭素の　　不完全燃焼　　や高温でのCO2とCの反応で生成｡

　CO2　＋　C　⇄ 2CO

 ・実験室では，ギ酸に濃硫酸で脱水して得られる。

 濃硫酸

　　　　　HCOOH　　　　→　　　　H2O + CO↑

《性質》　・　無　色，　無　臭の有毒な気体で水に　溶けにくい　。 　還元 　作用が強い。

　　　　・血液中の 　ヘモグロビン　 と結びつき，酸素を運搬する機能を失わせる｡

・空気中で点火すると青白い炎をあげて燃える｡　　2CO + O2 → 2CO2

●二酸化炭素CO2

《製法》　・炭素化合物の完全燃焼や，生物の呼吸や糖類のアルコール発酵によって生じる。

 呼吸　　C6H12O6　＋　6O2　→　6CO2　＋　6H2O

 アルコール発酵　 C6H12O6　→　2C2H5OH + 2CO2↑

・炭酸カルシウムに塩酸を加える。　　[ 弱酸 の塩 + 強酸 → 弱酸 の遊離]

　　　　　　CaCO3 + 2HCl → CaCl2 + H2O + CO2↑

・工業的には石灰石を強熱し熱分解する。　　CaCO3 → CaO + CO2↑

《性質》　・　無　色，　無　臭の気体で，水に少量溶けて　　弱酸性　　を示す。

　　　　　　CO2 + H2O ⇄ H+ + HCO3－

　　　　・水酸化カルシウムの水溶液にCO2を通すと　白　色沈殿が生じる｡(CO2の確認法)

　　　　　　Ca(OH)2 + CO2 → CaCO3↓+ H2O

　　　　・　　酸性　　酸化物であり，塩基と反応する。

　　　　　CO2 ＋ 2NaOH → Na2CO3 + H2O

　　　　・二酸化炭素の固体は，分子でできた結晶で　　ドライアイス　　とよばれる。

**２．ケイ素**(▶p.214)

●ケイ素Si

《製法》　・天然に存在する二酸化ケイ素を炭素やマグネシウムで　　還元　　して得る。

　　　　　　SiO2 + 2C → Si + 2CO

《性質》　・ダイヤモンド形の　　共有結合の結晶　　だが，融点と硬度はダイヤモンドよりもかなり低い。

　　　　・高純度の結晶はわずかに電気を通す　　半導体　　で，リンやホウ素を加えるとより電気を通しやすくなるため，コンピュータ部品や太陽電池などに用いられる。

●二酸化ケイ素SiO2

　　　　・天然に石英として存在。石英の透明結晶を　水晶　, 砂状のものを　ケイ砂　という。

《性質》　・三次元網目構造の　　共有結合の結晶　　で，融点は　　高く　　，硬い。

　　　　・融解後冷却すると結晶構造をもたない　　石英ガラス　　になる。

　　　　・　酸性　酸化物で塩基や炭酸ナトリウムと反応し，ケイ酸ナトリウムのような塩を生じる。

　　　　　SiO2 ＋ 2NaOH → Na2SiO3 + H2O

　　　　　SiO2 ＋ Na2CO3 → Na2SiO3 + CO2

●ケイ酸塩

　　　　・二酸化ケイ素と塩基を反応させて得られる結晶を　　ケイ酸塩　　という。

　　　　・ケイ酸ナトリウムに水を加えて加熱し得られる　　水ガラス　　に塩酸を加えると，弱酸である　　ケイ酸　　が白色ゲル状で生成する。

　　　　　 Na2SiO3 ＋ 2HCｌ → H2SiO2 ＋ 2NaCl

　　　　　これを加熱・脱水したものが　　シリカゲル　　で，乾燥剤などに用いられる。

**主体的な態度**

A・B・C

　　　　年　　　組　　　番

名前

　　　　年

　　　組　　　番

名前

**非金属元素①**

**水素・貴ガス・ハロゲン**

**3章2節**

p.196～205

**１．水素・貴ガス**(▶p.196)

価電子数 1

価電子数 0

《水素の製法》

・実験室では,イオン化傾向の　　大きい　　亜鉛や鉄などの金属に希硫酸や希塩酸などの　　酸　　を加える

例)亜鉛と希硫酸の反応　　　　　　　Zn + H2SO4 → ZnSO4 + H2

・工業的には，石油と水蒸気を反応させる。

例)メタンと高温の水蒸気の反応　　　CH4　＋　H2Ｏ　→　CO　＋3H2 ↑

《水素の反応》

・水素と酸素の混合気体に点火すると，爆発的に反応。　2H2 + O2 → 2H2O

《貴ガスの製法》　空気中にわずかに存在し，液体空気の　　分留　　などで得る。

《貴ガスの性質》　価電子数が　　0　　で，きわめて安定。　　化合物　　をつくりにくい。

**２．ハロゲン**　 17 族　▶ (p.200)

価電子数 7

●フッ素F2

《反応》

・低温・暗所でも水素と爆発的に反応する。 　H2 　＋　F2 　→　2HF

・水と激しく反応して，酸素O2を発生する。　2F2 　＋　H2O　→　4HF　＋　O2

●塩素Cl2

《実験室での製法》

・酸化マンガン(Ⅳ)に　濃塩酸　を加えて加熱

　MnO2 + 4HCl → MnCl2 + 2H2O + Cl2

・高度さらし粉に　塩酸　を加える｡

Ca (ClO)2・2H2O　＋　　4HCl　 → 　CaCl2　 ＋ 　4H2O　 ＋ 　　2Cl2　↑

《性質》

・塩素水では塩素の一部が水と反応し，塩化水素と次亜塩素酸を生じる。次亜塩素酸はClO－を生じ，　 漂白　 ・ 殺菌　 効果があるため,プールの水の殺菌などに利用されている。

　Cl2 + H2O ⇄ HCl + HClO

《塩素の反応》

・光によって水素H2と爆発的に反応する。 　H2　＋　Cl2　→　2HCl

・ナトリウムとの反応 　2Na + Cl2 → 2NaCl

・銅との反応 　Cu + Cl2 → CuCl2

●ハロゲンの単体の反応性

・ハロゲンの酸化力の強さ F2 ＞　Cl2　＞　Br2　＞　I2

　2　KBr + Cl2 →　　2KCl　　+　　Br2　　　　　　，　　　　2　KI + Cl2 →　　2KCl　　+　　I2

　2　KI + Br2 →　　2KBr　　+　　I2

●ハロゲン化水素

○フッ化水素HF

《実験室での製法》

・ホタル石に濃硫酸を加えて加熱する。 　CaF2 + H2SO4 → CaSO4 + 2HF↑

《反応》

・フッ化水素はガラスを溶かす。 　　SiO2 + 6HF → H2SiF6 + 2H2O

○塩化水素HCl

《実験室での製法》

　塩化ナトリウム　に濃硫酸を加えて加熱する。　NaCl + H2SO4 → NaHSO4 + HCl↑

《工業的製法》　　塩素と水素を直接反応させる。　H2 + Cl2 → 2HCl↑

《性質》　　塩化水素とアンモニアが反応すると塩化アンモニウムの白煙を生じる。

　　　NH3 + HCl → NH4Cl

○塩素酸塩

・塩素酸カリウムに酸化マンガン(Ⅳ)を触媒として加え加熱すると，酸素が発生する。

　2KClO3　→　2KCl　+　3O2

○さらし粉

・水酸化カルシウムに塩素を吸収させて得られる。

　Ca(OH)2　＋　Cl2　→　CaCｌ(ClO)・H2O

〇ハロゲン化物イオン　　 　硝酸銀　 の水溶液を加えると沈殿が生じる｡

　Cl－ 　Ag＋ +　 Cl－ → AgCl↓ 　　　　( 白 　　色)　　AgFは　水溶性　で沈殿しない。

　Br－ 　Ag＋ + Br－ → AgBr↓ 　　　　　( 淡黄 　色)

　I－ 　Ag＋ + I－ → AgI↓ 　　　　　 　　( 黄　　色)

**主体的な態度**

A・B・C

**3章2節**

p.206～209

**非金属元素②**

**酸素・硫黄**

　　　　年　　　組　　　番

名前

　　　　年

　　　組　　　番

名前

　16族元素である酸素と硫黄は，価電子を　6　個をもち，原子価が　2　で，　２価の陰イオン　になりやすい。

**１．酸素**(▶p.206)

●酸素O2

《実験室での製法》

　・過酸化水素水に酸化マンガン(Ⅳ)を加える｡　　2H2O2 → 2H2O + O2

　・塩素酸カリウムに酸化マンガン(Ⅳ)を加えて加熱　　2KCl3 → 2KCl + 3O2

　※酸化マンガン(Ⅳ)は　　触媒　　である。

《性質》　・水に　溶けにくい　気体で，多くの元素と反応して　酸化物　を生じる。

●オゾンO3

《実験室での製法》・空気中または酸素中で無声放電を行うか　紫外線　を当てることで生成。

　　　　　　　　　　　　　　3O2 　→　 2O3

《性質》　・特異臭の淡青色の気体。分解しやすく，強い 酸化 作用を示す。

　　・湿ったヨウ化カリウムデンプン紙を青変する｡

　　　　2KI　＋　O3　＋H2O　→　I2　＋　2KOH　＋　O2

**２．硫黄**(▶p.208)

●硫黄S

《性質》　・常温では安定。同素体に　斜方硫黄　，　単斜硫黄　，　ゴム状硫黄　がある。

・点火すると青い炎を出して燃える｡　　S + O2 → SO2

●硫化水素H2S

《実験室での製法》　・硫化鉄(Ⅱ)に 　希硫酸　 または 　希塩酸　 を注ぐ｡

[ 弱 酸の塩+ 強 酸 → 弱 酸の遊離]

　　　FeS + H2SO4 → FeSO4 + H2S↑

　　　FeS + 2HCl → FeCl2 + H2S↑

《性質》

・水に溶けて弱酸性を示す｡

　　H2S ⇄ H+ + HS-　　　　　　　　　HS- ⇄ H+ + S2-

・（腐卵）臭のある有毒な気体。

・金属の硫化物は水に溶けにくいものが多いので，金属イオンの分離や検出に用いられる｡

　　　　Cu2+ + S2- → CuS↓( 黒 色)

　　　　Zn2+ + S2- → ZnS↓( 白 色)

　　　　Cd2+ + S2- → CdS↓( 黄 色)

●二酸化硫黄SO2(亜硫酸ガス)

《実験室での製法》　・亜硫酸水素ナトリウムまたは亜硫酸ナトリウムに　希硫酸　を加える｡

[ 弱 酸の塩+ 強 酸 → 弱 酸の遊離]

　　　　NaHSO3 + H2SO4 → NaHSO4 + H2O + SO2↑

・銅に　熱濃硫酸　を加えて加熱する。

　　　　Cu + 2H2SO4 → CuSO4 + 2H2O + SO2↑

《性質》

・水に溶けて 亜硫酸 になる，　酸　性酸化物。　SO2 + H2O ⇄ H+ + HSO3-

・不純物として硫黄を含む石油や石炭が燃えると発生する｡→ 　酸性雨　 などの原因物質

・　　還元剤　　で漂白剤に用いられるが，強い還元剤に対しては　　酸化剤　　としても働く。

●硫酸H2SO4

《工業的製法》　SO2を酸化バナジウム(Ⅴ)V2O5を触媒として，SO2 をSO3に酸化し，

　　　 2SO2 + O2 → 2SO3

これを濃硫酸に吸収させたあと希硫酸中の水と反応させる｡…〔 　接触　法 〕

　　　 SO3 + H2O → H2SO4

《性質》　・強い　　吸湿性　　を示し，乾燥剤として利用される。

・有機化合物から水素と酸素を水の形で奪う　脱水　作用がある。

 H2SO4

 　　　 C12H22O11 → 12C 　+　 11H2O

 スクロース

　　　　・高温で強い　酸化作用　をもつ。濃硫酸に銅を加えると二酸化硫黄が発生する。

 加熱

 　　　 Cu + 2H2SO4 → CuSO4 + 2H2O + SO2↑

　　　　・沸点が高く，　　不揮発性の酸　　である。揮発性の酸の塩と反応させると揮発性の酸が生成する。

 　　　 NaCl + H2SO4 → NaHSO4 + HCl↑

　　　　・水で希釈すると，多量の　熱　を発生し，強い　酸性　を示す　希硫酸　になる。

 　　　 H2SO4 → H+ + HSO4-

 　　　 HSO4- ⇄ H+ + SO42-

**主体的な態度**

A・B・C

**3章2節**

p.210～212

**非金属元素③**

**窒素・リン**

　　　　年　　　組　　　番

名前

　　　　年

　　　組　　　番

名前

　15族元素である窒素とリンは，価電子を　5　個をもち，原子価が　3　で，一般に　共有　結合の化合物をつくる。

**１．窒素**(▶p.210)

●窒素N2

《実験室での製法》　・亜硝酸アンモニウムの熱分解　　　NH4NO2 → 2H2O + N2↑

●アンモニアNH3

《実験室での製法》 ・塩化アンモニウムに水酸化カルシウムなどの　強塩基　を加えて加熱する。

 [ 弱塩基 の塩 + 強塩基 → 弱塩基 の遊離]

　　　2NH4Cl + Ca(OH)2 → CaCl2 + 2H2O + 2NH3↑

《工業的製法》　・四酸化三鉄を主成分とする触媒を用いて，窒素と水素を400 ～600 ℃ ，　高圧で直接反応させる。（　　ハーバー・ボッシュ　　法) 　N2 + 3H2 → 2NH3

《性質》　・無色，　　刺激臭　　のある気体。

・水に　　よく溶ける　　。水中では，ごく一部が電離してOH-を生じるため，

　　弱塩基　性を示す｡　　NH3 + H2O ⇄ NH4+ + OH－

・高温・高圧で二酸化炭素と反応して，肥料に用いられる尿素を生成する。

　　　　　　2NH3　＋　 CO2 → (NH2)2CO　＋　H2O

●窒素酸化物NO*x*　　　　NO，NO2，N2O4 などの総称

○一酸化窒素NO

《実験室での製法》　銅に希硝酸を加える｡

　　3Cu + 8HNO3 → 3Cu(NO3)2 + 4H2O + 2NO↑

《性質》　・　無　色の気体で，水に 　溶けにくい　 ｡

　　　　・空気中ですぐに酸化されて二酸化窒素になる。　　2NO + O2 → 2NO2

○二酸化窒素NO2

《実験室での製法》　銅に濃硝酸を加える｡

　　　Cu + 4HNO3 → Cu(NO3)2 + 2H2O + 2NO2↑

《性質》　・　赤褐　色の気体。水に溶けて　硝酸　になる。

　　　　　　3NO2 + H2O → 2HNO3 + NO↑

　　　　・常温では，一部の二酸化窒素が無色の四酸化二窒素になる。　2NO2 ⇄ N2O4

○硝酸HNO3

《工業的製法》　白金Ptを触媒としてNH3を酸化する。（　　オストワルト　　法)

 Pt

 　4　NH3 + 　5　O2 → 　4　NO↑+ 　6　H2O …①

 　2　NO + O2 → 　2　NO2 …②

 　3　NO2 + H2O → 　2　HNO3 + NO↑ …③(生じたNOは反応　②　に用いる)

　　反応①～③をまとめると　　　NH3 + 2O2 → HNO3 + H2O

《実験室での製法》　硝酸ナトリウムなどの硝酸塩に濃硫酸を加えて加熱すると得られる。

 [　　不揮発性の酸　　の塩 + 　　不揮発性の酸　　 → 　　揮発性の酸　　の遊離]

　　　NaNO3 + H2SO4 → NaHSO4 + HNO3↑

《性質》　・無色で　　揮発性　　の液体。　　刺激臭　　がある。

　　　　・光によって　　分解　　しやすいので褐色びんに入れて保管する｡

　　　　　　4HNO3 → 4NO2 + 2H2O + O2↑

　　　　・希硝酸・濃硝酸ともに，　　強酸　　である。

　　　　・　酸化　 作用が強く，イオン化傾向の小さい金属も溶かす。

 Al・Fe・Ni＋濃硝酸 → 表面に緻密な酸化被膜ができ，それ以上反応しなくなる

　　　　　　　　　　　　　　　 ( 　不動態　 )

**２．リン**(▶p.212)

●リンP

《性質》　・リンの同素体に　　黄リン　　（　　白リン　　），　　赤リン　　がある。

●十酸化四リンP4O10

《実験室での製法》　・空気中でリンを燃焼させる。　　4P + 5O2 → P4O10

《性質》　・　白　色の結晶。　吸湿　性が強く，　乾燥　剤として用いられる｡

●リン酸H3PO4

《実験室での製法》　・十酸化四リンを水に溶かして加熱。　P4O10 + 6H2O → 4H3PO4

《性質》　・　無　色の結晶。　　潮解性　　がある。

　　　　・水溶液は中程度の　　酸性　　を示す（　３　段階で電離する）。

　　　　・H3PO4の塩には，脊椎動物の骨や歯の主成分で水に溶けにくい　　リン酸カルシウムCa3(PO4)2　　や，過リン酸石灰とよばれるリン酸肥料に含まれ水溶性の　　リン酸二水素カルシウムCa(H2PO4)2　　がある。

**主体的な態度**

A・B・C

**3章2節**

p.213～215

**非金属元素④**

**炭素・ケイ素**

　　　　年　　　組　　　番

名前

　　　　年

　　　組　　　番

名前

　14族元素である炭素とケイ素は，価電子を　4　個をもち，原子価が　4　で，一般に　共有　結合の化合物をつくる。

**１．炭素**(▶p.213)

●炭素C

《性質》　・炭素の同素体に　　ダイヤモンド　　，　黒鉛(グラファイト)　，　　フラーレン　　，カーボンナノチューブ，グラフェンがある。

・ダイヤモンド：最もかたい　無　色の　　共有結合の結晶　　。

　ガラス　の切断や岩石の切削に用いられる｡

・黒鉛(グラファイト)：やわらかい　黒　色の　　共有結合の結晶　　。

　電気　を導く｡電極に用いる｡

　 　　　微結晶が不規則に配列したものを　　無定形炭素　　という。

　 　　　黒鉛の網目構造の層一枚を構造にもつ炭素の同素体が　　グラフェン　　。

・炭素の同素体のうち，　　フラーレン　　は分子結晶である。

●一酸化炭素CO

《製法》　・炭素の　　不完全燃焼　　や高温でのCO2とCの反応で生成｡

　CO2　＋　C　⇄ 2CO

 ・実験室では，ギ酸に濃硫酸で脱水して得られる。

 濃硫酸

　　　　　HCOOH　　　　→　　　　H2O + CO↑

《性質》　・　無　色，　無　臭の有毒な気体で水に　溶けにくい　。 　還元 　作用が強い。

　　　　・血液中の 　ヘモグロビン　 と結びつき，酸素を運搬する機能を失わせる｡

・空気中で点火すると青白い炎をあげて燃える｡　　2CO + O2 → 2CO2

●二酸化炭素CO2

《製法》　・炭素化合物の完全燃焼や，生物の呼吸や糖類のアルコール発酵によって生じる。

 呼吸　　C6H12O6　＋　6O2　→　6CO2　＋　6H2O

 アルコール発酵　 C6H12O6　→　2C2H5OH + 2CO2↑

・炭酸カルシウムに塩酸を加える。　　[ 弱酸 の塩 + 強酸 → 弱酸 の遊離]

　　　　　　CaCO3 + 2HCl → CaCl2 + H2O + CO2↑

・工業的には石灰石を強熱し熱分解する。　　CaCO3 → CaO + CO2↑

《性質》　・　無　色，　無　臭の気体で，水に少量溶けて　　弱酸性　　を示す。

　　　　　　CO2 + H2O ⇄ H+ + HCO3－

　　　　・水酸化カルシウムの水溶液にCO2を通すと　白　色沈殿が生じる｡(CO2の確認法)

　　　　　　Ca(OH)2 + CO2 → CaCO3↓+ H2O

　　　　・　　酸性　　酸化物であり，塩基と反応する。

　　　　　CO2 ＋ 2NaOH → Na2CO3 + H2O

　　　　・二酸化炭素の固体は，分子でできた結晶で　　ドライアイス　　とよばれる。

**２．ケイ素**(▶p.214)

●ケイ素Si

《製法》　・天然に存在する二酸化ケイ素を炭素やマグネシウムで　　還元　　して得る。

　　　　　　SiO2 + 2C → Si + 2CO

《性質》　・ダイヤモンド形の　　共有結合の結晶　　だが，融点と硬度はダイヤモンドよりもかなり低い。

　　　　・高純度の結晶はわずかに電気を通す　　半導体　　で，リンやホウ素を加えるとより電気を通しやすくなるため，コンピュータ部品や太陽電池などに用いられる。

●二酸化ケイ素SiO2

　　　　・天然に石英として存在。石英の透明結晶を　水晶　, 砂状のものを　ケイ砂　という。

《性質》　・三次元網目構造の　　共有結合の結晶　　で，融点は　　高く　　，硬い。

　　　　・融解後冷却すると結晶構造をもたない　　石英ガラス　　になる。

　　　　・　酸性　酸化物で塩基や炭酸ナトリウムと反応し，ケイ酸ナトリウムのような塩を生じる。

　　　　　SiO2 ＋ 2NaOH → Na2SiO3 + H2O

　　　　　SiO2 ＋ Na2CO3 → Na2SiO3 + CO2

●ケイ酸塩

　　　　・二酸化ケイ素と塩基を反応させて得られる結晶を　　ケイ酸塩　　という。

　　　　・ケイ酸ナトリウムに水を加えて加熱し得られる　　水ガラス　　に塩酸を加えると，弱酸である　　ケイ酸　　が白色ゲル状で生成する。

　　　　　 Na2SiO3 ＋ 2HCｌ → H2SiO2 ＋ 2NaCl

　　　　　これを加熱・脱水したものが　　シリカゲル　　で，乾燥剤などに用いられる。