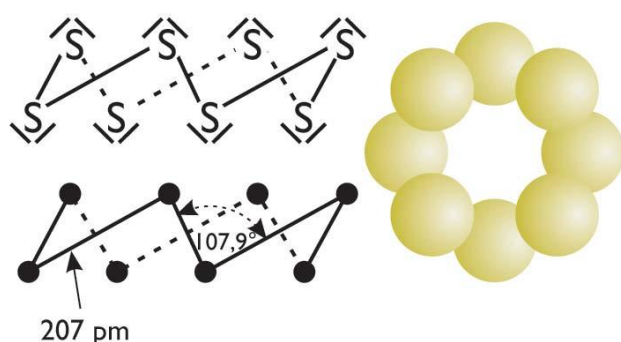


## Kalkogének II.

### (24. fejezet)

#### Kén jellemzése

A ként már az ókorban is ismerték. Az egyiptomiaktól kezdve a rómaiakon és kínaiakon át sokan használták, főleg a gyógyászatban és a boroshordó fertőtlenítésben. Később fontos szerepet töltött be, először a puskapor gyártásánál, majd a kénsavgyártás során.



A kén sárga színű, kristályos anyag. Atomjaiban az oxigénhez hasonlóan **6 vegyértékelektron** található, melyek közül kettő párosítatlan ( $3s^2 3p^4$ ). A természetben nem atomos, hanem gyűrűs molekulaként

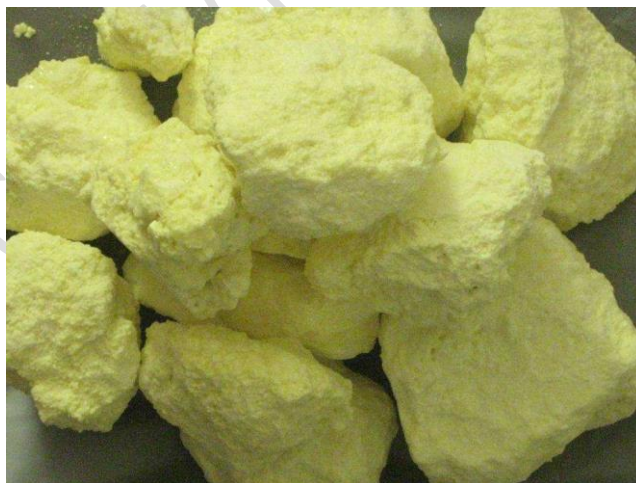
fordul elő. A kénatomok elektronegativitása kisebb, mint az oxigénatomé, s nagyobbak is a részecskék, ennek megfelelően molekuláiban  $\pi$ -kötés nem alakulhat ki, minden kén atom kettő másikhoz kapcsolódik egyszeres kovalens kötéssel, és így alkotnak egy **nyolctagú gyűrűt**, miközben minden kén atomnak a **gyűrűben kettő nemkötő elektronpárja is van**. A gyűrű kötésszöge körülbelül  $108^\circ$ . Nagy moláris molekulatömege miatt szobahőmérsékleten szilárd halmazállapotú, azonban molekulái apolárisak, közöttük csak gyenge **diszperziós kölcsönhatás** lép fel, emiatt -moláris tömegéhez képest- alacsony az olvadáspontja ( $115^\circ\text{C}$ ).

Számos allotróp módosulata ismert (de ezek közül csak kettő fordul elő a természetben). Szobahőmérsékleten a legstabilabb az úgynevezett **rombos kén**. Ismert még a kevésbé stabilis **monoklin kén** (egyhajlású, túszerű) is. Mind a kettő módosulat nyolctagú gyűrűből áll, különbségük a kristályszerkezetükben rejlik. A rombos kén  $95^\circ\text{C}$  körül elkezd átalakulni monoklin formává, azonban ha hagyjuk lehűlni, akkor rövid időn belül visszaalakul a stabilabb rombos formává. Ezek mellett ismert még az **amorf kén**, amely előállításáról később szó lesz. *Mesterséges és egzotikus allotróp módosulatokat is sikerült már előállítani a vegyészeknek, ismert közöttük olyan, amelyekben atom klaszterek jönnek létre.* A kén poláris oldószerekben nem, de apolárisakban kitűnően oldódik, amint az a hasonló a hasonlóban-elv

alapján jósolható. Érdekes, hogy ha szén-diszulfidos ( $CS_2$ ) oldatból kristályosítunk ki ként, akkor rombos, ha toluolos oldatból, akkor pedig monoklin kén kristályosodik ki. Négy stabil ( $^{32}S$ ,  $^{33}S$ ,  $^{34}S$  és  $^{36}S$ ), de összességében igen sok (több mint 20) izotópja ismert, melyek közül a 32-es tömegszámú van túlnyomó többségben (95 %).



monoklin kén



rombos kén

### **Mi történik, ha elkezdünk kénport melegíteni?**

A kén melegítés hatására igen érdekesen viselkedik. 95 °C körül a **rombos kristályszerkezet elkezd átalakulni monoklinná** (kémcsőkísérlet során ez különösebben nem tapasztalható), majd 115 °C-on megolvad és **világossárga folyadék lesz** belőle. Ennek a viszkozitása alacsony (könnyen folyó), a halmazt  $S_8$  molekulák alkotják. Tovább melegítve **elkezd barnulni és egyre sűrűbben folyóvá válik** (nő a viszkozitása). Ennek az a magyarázata, hogy tovább melegítve a **gyűrűk felbomlanak** és a keletkező **kénláncok egymásba tudnak gabalyodni**, növelve ezzel a halmaz átlagos moláris tömegét, és azon keresztül a folyadék viszkozitását. Ha még tovább melegítjük, akkor **sötétbarna, barnás vörös színűvé válik és újra könnyen folyós** lesz, mert az egymásba gabalyodott **kénláncok is felhasadnak**, kisebb, változatos felépítésű molekulákra esnek szét a nagy hőenergia következtében (így a rendszer átlagos moláris tömege csökken). Még tovább melegítve 445 °C-on **felforr és gőzzé alakul**. Ha azonban nem forraljuk el a felmelegített ként, hanem hideg vízbe öntjük, akkor sötét színű, nyúlós anyag keletkezését tapasztaljuk. Ez az ún. **amorf kén**. Levegőn állva rugalmasságát elveszíti, rideggé válik, lassan visszaalakul a stabilis rombos allotróppá.

### **Előfordulása**

A kén –nagy mennyiségben-, elemi állapotban is előfordul. Ezek a kéntelepek főleg vulkáni területeken találhatóak, mert a kén a magas kén-hidrogén tartalmú vulkáni gázokból keletkezik. Jelentős mennyiségű **kéntartalmú ásványok**, ércek is ismertek, például szulfidércek: pirit, cink-szulfid (**ZnS**), vas-szulfid (**FeS**).

### **Előállítás**

A ként általában nem vegyületeiből állítják elő, hanem bányásszák. Bányászni természetesen csak olyan helyeken lehet, ahol hatalmas kéntelepek vannak (pl.: Oroszországban, Japánban). Hazánkban például nincsenek, itt a kokszyártás melléktermékeként állítják elő magas kéntartalmú ásványi szenekből.

A kén bányászását igen találékony technológiával oldják meg. Három egymásba illesztett csövet eresztenek le a kéntelepig. Az egyik csőben forró nagynyomású vízgőzt, a másikban pedig nagynyomású levegőt juttatnak a mélybe. A forró vízgőz megolvasztja a ként, a

nagynyomású levegő pedig a harmadik csövön keresztül a felszínre juttatja az olvadt ként. Ezután a nyers kén különböző tisztítási módszereken megy keresztül, majd forgalomba hoznák. Manapság a világ kén-kitermelése visszaesett, ugyanis egyéb ipari folyamatok melléktermékként (pl. a kőolaj kénmentesítése) jelentős mennyiségű ként szolgáltatnak, melyet olcsóbban felhasználható.

### Kémiai tulajdonságai

A kén kevésbé reaktív, mint az oxigén. Elektronegativitása is jóval kisebb: 2,5. Kémiája változatosabb. Vegyületeiben az oxidációs száma legtöbbször: -2, +2, +4, +6 (egyéb megjelenési formák is ismertek, például a tetratióanion ( $S_4O_6^{2-}$ ) esetében, átlagosan: +2,5). Legmagasabb oxidációs állapota azonban +6 lehet. A reakcióegyenletekben nem „S<sub>8</sub>”-at írunk, hanem csak „S”-t, az egyszerűség kedvéért.

- Nála kisebb elektronegativitású fémekkel és félfémekkel ionos jellegű vegyületet képez, melyben az oxidációs szám -2, ezt a részecskét, ami tehát a kénből, redukció útján keletkezik, **szulfidionnak hívják (S<sup>2-</sup>)**. (Fémekkel ún. szulfidokat képez)
  - vassal és cinkkel magasabb hőmérsékleten hevesen, szikrázva egyesül
    - $Fe + S = FeS$  vas(II)-szulfid ( a (II), a vas oxidációs állapotára utal)
    - $Zn + S = ZnS$  cink-szulfid (fehér por)
  - higanyal már szobahőmérsékleten egyesül higany-szulfiddá
    - $Hg + S = HgS$  (korábban igen sok háztartásban használtak higanyos hőmérőt, szerencsére azonban ezek alkalmazása egyre inkább visszaszorul. Azonban, ha eltörik egy ilyen hőmérő a szabadra váló higanyt kénporral kell beszórni (hogy a rendkívül mérgező-higanygőzök ne kerülhessenek ki a légterbe), majd feltétlenül szükséges szakemberrel is konzultálni, a biztonságos eltakarítás végett.
- nála nagyobb elektronegativitású nemfémekkel, általában magasabb oxidációs állapotú vegyületeket alkot
  - éghető, kékes lánggal ég
    - $S + O_2 = SO_2$  oxidációs szám: +4
  - hidrogénnel 400 °C körül egyesül kén-hidrogénné

- $S + H_2 = H_2S$  oxidációs szám -2
- izzó szénnel a kéngőz szén-diszulfiddá egyesül
  - $C + 2 S = CS_2$  oxidációs szám: -2
- A kén-dioxid tovább oxidálható magas hőmérsékleten, katalizátorral
  - $2 SO_2 + O_2 = 2 SO_3$  oxidációs szám: +6.

### Jelentősége és felhasználása

A ként hatalmas mennyiségben használják a kénsavgyártás kiindulási anyagaként, de **felhasználása a gumigyártásban is jelentős** (gumi vulkanizálása). **Gombaölő** mivolta miatt a gyógyászatban is használatos különböző kenőcsök készítésénél.

### Kén vegyületei

#### kén-hidrogén (dihidrogén-szulfid, $H_2S$ )

##### *Fizikai tulajdonságai, molekulaszervezete*

**Szintelen, záptojás szagú, levegőnél nagyobb sűrűségű, könnyen cseppfolyósítható, savas karakterű gáz.** Molekulájában a kén oxidációs száma -2. Molekulaszervezete a vízhez hasonló **V-alakú**, azonban a kötésszöge jóval kisebb,  $92^\circ$ . Ez annak köszönhető, hogy a központi atom, a kén, az oxigénhez képest jóval kisebb elektronegativitású és mérete nagyobb, ezért a rajta lévő nemkötő elektronpárok térigénye jobban érvényesül (jobban torzítja a molekulát). A molekula poláris, mert az S-H kötések is polárisak és molekulaszervezete torzult (torzult lineáris, azaz V alak), nem szimmetrikus. Olvadás- és forráspontja a vízhez képest (és moláris tömegéhez képest is) alacsonyabb, ugyanis itt **hidrogénkötések nem tudnak kialakulni**, csak jóval gyengébb **dipólus-dipólus** kölcsönhatások. **Vízben oldódik.**

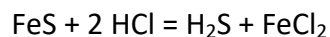
##### *Kémiai tulajdonságai*

- vízben való oldásakor gyenge, kétértékű savként viselkedik
  - $H_2S + H_2O \rightleftharpoons HS^- + H_3O^+$  ( $HS^-$  : hidrogén-szulfid ion, amely amfoter)
  - $HS^- + H_2O \rightleftharpoons S^{2-} + H_3O^+$  a második proton leadása kisebb mértékű, mert a  $HS^-$  gyengébb sav, mint a kén-hidrogén

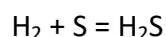
- vizes oldata áttetsző, de a levegőn állva zavarossá válik, mert a levegőben lévő oxigénnel a kén-hidrogén kénkiválás közben reagál
  - $2 \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- vizes oldata sav-bázis reakciókban részt vesz
  - $2 \text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} = \text{Na}_2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$  erős bázisokkal szemben erősebb savként viselkedik, sói a szulfidok
- éghető, kékes lánggal ég
  - kevés levegő jelenlétében kénkiválás történik
    - $2 \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$
  - több oxigén jelenlétében kén-dioxid-g megy az oxidáció
    - $2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 = 2 \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- kén-dioxiddal kénkiválás közben reagál (szinproporcio)
  - $\text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{S} = 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{S}$
- redukáló hatású (erős redukálószer), mert benne a kén oxidációs száma -2, azonban a magasabb oxidációs állapotok is igen stabilak, ezért könnyen oxidálódik
  - a brómos víz barna színét eltünteti, opállossá válik
    - $\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = 2 \text{HBr} + \text{S}$
  - **még a kénsavat is képes redukálni**
    - $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$
- A fémek többségét oxigén jelenlétében megfeketíti, mert fém-szulfidot alakít ki velük (az átmeneti fém-szulfidok többsége fekete)
  - $4 \text{Ag} + 2 \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2 \text{Ag}_2\text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$
  - $2 \text{Cu} + 2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2 \text{CuS} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- Nehézfémet és félfém ionokkal szulfid csapadékot alakít ki
  - $\text{H}_2\text{S} + \text{CdSO}_4 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \underline{\text{CdS}}$  sárga
  - $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 = 2 \text{HCl} + \underline{\text{CuS}}$  fekete
  - $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{HNO}_3 + \underline{\text{PbS}}$  fekete
  - $\text{H}_2\text{S} + \text{ZnSO}_4 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \underline{\text{ZnS}}$  fehér

### ***Előállítás***

Laboratóriumban előállítható valamilyen –a H<sub>2</sub>S-nél erősebb- savval (pl.: HCl) sóiból, gázfejlesztő készülékben, pl.:



Iparban direkt szintézissel állítják elő kén és hidrogén segítségével 300 °C körül



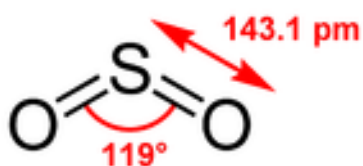
### ***Előfordulás, felhasználás***

A kén-hidrogén jelentős mennyiségben **vulkáni gázokban**, magas kéntartalmú ásványvizekben és **hévizekben** fordul elő, de különböző **fehérjék bomlása** során is keletkezik. Fontos laboratóriumi reagens. A klasszikus analitikában fémek azonosításánál használják (Fresenius-féle csoport reagens).

### **Kén oxidjai**

#### **Kén-dioxid (SO<sub>2</sub>)**

#### ***Fizikai tulajdonságai, molekulaszervezete***



A kén-dioxid **színtelen, szúrós szagú**, köhögésre ingerlő, levegőnél nagyobb sűrűségű, viszonylag könnyen cseppfolyósítható, **mérgező gáz**. Molekulájában a központi kén atomhoz az oxigén atomok erős, kettős kovalens kötéssel kapcsolódnak. A molekula **V alakú**, kötésszöge szinte 120°. A lineáristól való eltérés a kénen lévő nemkötő elektronpár torzító hatása miatt van (kb. 120°-nál vannak a legtávolabb egymástól a kötő és nemkötő elektronpárok, ezért ilyen a szervezete). Az S-O kötések polárisak és a molekula is, mivel szervezete nem szimmetrikus. **Molekulái között dipólus-dipólus** kötések jönnek létre, ezért olvadási- és forráspontja molekulatömegéhez képest alacsony. **Vízben jól oldódik, kémiai reakcióba lép vele.**

### **Előállítása**

Laborban többféle módszerrel elő lehet állítani.

- forró, tömény kénsav és réz segítségével
  - $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} = \text{CuSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
- szulfitokból a kénessavnál erősebb savval. A folyamatban keletkező kénessav egyből kén-dioxidra és vízre bomlik
  - $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2 \text{HCl} = 2 \text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Iparban előállítható kén égetésével vagy szulfidércek pörkölésével

- $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$
- $4 \text{FeS}_2 (\text{pirit}) + 11 \text{O}_2 = 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$

### **Kémiai tulajdonságai**

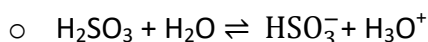
A kén oxidációs száma a molekulában +4, és mivel ennél lehet neki több és kevesebb is, ezért oxidáló és redukáló hatással is bír, a partnertől függően.

- Oxigénnel, magasabb hőmérsékleten, katalizátor jelenlétében egyensúlyra vezető reakcióban egyesül. Ez a reakció a kénsavgyártás egyik alapja (lásd később). Itt a kén oxidálódik, vagyis az  $\text{SO}_2$  redukálószerként viselkedik.
  - $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$
- erélyes redukálószer mivoltát a brómos vagy jódos víz elszíntelenítése is jól mutatja.
  - $\text{I}_2 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- Kén-hidrogénnel szemben oxidálószerként viselkedik, a kén-dioxid kén atomja pedig redukálódik, +4-es oxidációs számról 0-ás elemi kéné
  - $\text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{S} = 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{S}$  (ezzel a reakcióval magyarázható, hogy miért vulkanikus területeken találhatóak a kéntelepek).

Vízben való oldásakor az oldat savas kémhatású lesz

- vízben oldva bomlékony kénessav keletkezik. A kénessav savanhidridje. A kénessav vízzel szemben gyenge sav.
  - $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$



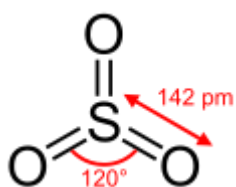


### ***Élettani hatása, felhasználása***

A kén-dioxid erősen mérgező, amely erélyes redukáló mivoltával magyarázható (belélegezve halálos is lehet; a növények nagyon érzékenyek rá, mert károsítja a klorofillt.) A **savas eső** kialakulásáért felelős gázok egyike, így közvetett módon is sok kárt okoz.

Az ipar szempontjából a kén-dioxid nélkülözhetetlen, mert a kénsavgyártás egyik közti anyaga. Jelentős felhasználását tetézi, hogy **gomba és penészölő**, ezért, **konzerválásnál, fertőtlenítésnél** (pl.: boroshordó fertőtlenítése, aszalt gyümölcsök) előszeretettel használják.

### ***Kén-trioxid (SO<sub>3</sub>)***



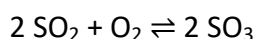
A kén-trioxid alacsony olvadási- és forráspontú, **erősen párolgó, nagyon mérgező, maró hatású folyadék**. Molekulaszerkezetében a három oxigén atom kettős kovalens kötéssel kapcsolódik a központi kén atomhoz. A kén-oxigén kötés poláris, de a molecula apoláris, mivel szimmetrikus, **síkháromszög szerkezetű**, a kötésszög: 120°. A kénatomon nincs nemkötő elektronpár. A kén oxidációs száma +6. Könnyen kikristályosítható (op.: 16,8 °C), kristályai fehér színűek.

*A kén-trioxid molekulák képesek egymással polimerizálódni. A polimerizáció során a szomszédos molekulák O-híddal kapcsolódnak össze a kénatomon keresztül. Mivel a S-atom egyik π-elektronpárja σ-elektronpárrá alakul át, ezért a polimerizáció során nagyobb stabilitású láncszerű szerkezet (SO<sub>3</sub>)<sub>n</sub> jön létre, amely 3 molekulából álló gyűrűvé (SO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> záródhat össze.*

Vízzel hevesen, erősen exoterm körülmények között reagál, kénsav képződése közben



Kén-dioxid és oxigén katalitikus reakciójával állítható elő

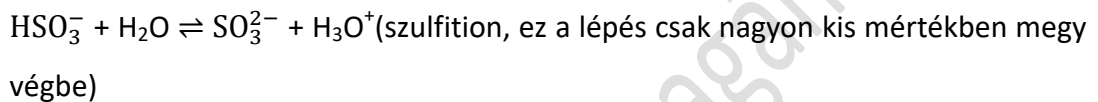
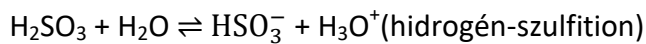


Főleg nagyvárosok levegőjébe fordul elő (szmog), veszélyességét növeli, hogy a levegő páratartalmával erősen maró hatású kénsavvá alakul, ami a földre hullva jelentős károkat tud okozni.

### Kén oxosavai

#### kénessav ( $H_2SO_3$ )

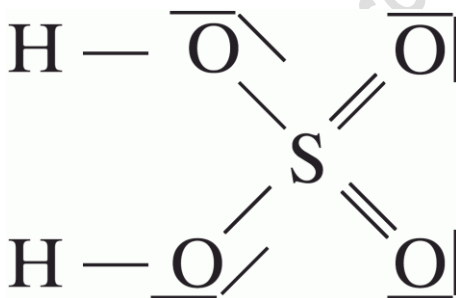
A kénessav egy gyenge, bomlékony kétértékű, mérgező sav. Tiszta állapotban nem lehet előállítani.



Sói a szulfitok. A kén-dioxidhoz hasonlóan oxidáló és redukáló tulajdonsággal bír, redukáló hatásánál fogva **fertőtlenítő, fehéritő, színtelenítő hatású**.

- jódos vizet képes elszínteleníteni
  - $NaHSO_3 + I_2 + H_2O = NaHSO_4 + 2 HI$

#### kénsav ( $H_2SO_4$ )



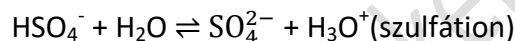
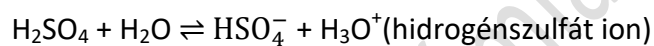
A kénsav **színtelen, szagtalan, víznél nagyobb sűrűségű, sűrűn folyó, erősen maró és roncsoló hatású folyadék**.

Molekuláiban két oxigén kettős kötéssel kapcsolódik a központi kén atomhoz. A másik két oxigén egyszeres kovalens kötéssel kapcsolódik a kén atomhoz és a hidrogénekhez (OH-csoport). Molekulaszerkezete majdnem tetraéder alakú, azonban a hidroxil-csoportok térigénye miatt a tetraéder picit torzult. A kén maximális, +6-os oxidációs számmal rendelkezik. Nem bomlékony, vízmentesen is előállítható. **Molekulái között hidrogén-kötések alakulnak ki**, ezért forráspontja moláris tömegéhez képest magas. Lehűtve molekulárcsós kristályokat alkot, melyben a rácsösszetartó erő a hidrogén-kötés.

A kénsav három több jelentős kémiai tulajdonsággal jellemezhető

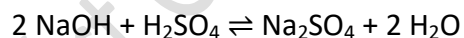
- erős, kétértékű sav
- **higroszkópos** (erős vízmegkötő)
- oxidáló hatású sav

A kénsav vízben való oldásánál vigyáznunk kell, mert a folyamat erősen exoterm, azaz nagy hő fejlődéssel jár. Ha tömény kénsavat (jele: cc.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) hígítani szeretnénk, akkor az alábbi módon kell eljárunk: Vékony sugárban, üvegbottal való kevergetés közben kell a vízhez önteni a savat és nem fordítva („Savat a tengerbe./ Savba nem vizelünk! ☺ „). Ez természetesen minden tömény sav hígítására igaz. Ha fordítva járunk el, akkor a kénsavra öntött víz megül a kénsav felszínén, a reakcióhő miatt hamar felforr, fröcskölni kezd vízgőzzé alakul és a forró vízgőzben oldódó kénsav a bőrre kerülve nagyon súlyos égési sérüléseket okoz. Savmaradék ionjai a hidrogén-szulfátion ( $\text{HSO}_4^-$ ) és a szulfátion ( $\text{SO}_4^{2-}$ ). Reakciója vízzel:

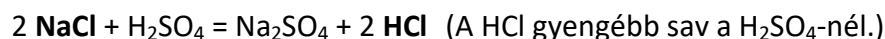


Az első proton leadása –szinte- 100%-osan végbe megy, de a hidrogén-szulfát ion már nem disszociál teljesen, így annak a proton leadása már egyensúlyra vezető.

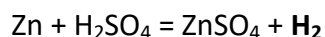
Lúgokkal sóit képez



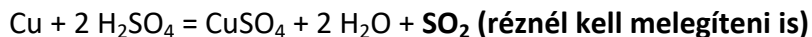
Nála gyengébb savak sóiból felszabadítja az adott savat (ezek a reakciók képezik számos sav laboratóriumi előállítását)



Híg savként a **negatív standard-elektrodpotenciálú fémeket hidrogénfejlődés** közben oldhatja:



A tömény kénsav esetében az oxidálószer a kén atom, miközben belőle *kén-dioxid fejlődik*



Vannak fémek, melyeket **passzívál** a tömény kénsavat, mert a **felületükön gyorsan egy védő hatású, ellenálló szulfát- vagy oxidréteg alakul ki**, ami megvédi a fémet a kénsavval való további reakciótól. Ilyen fém pl. a vas (**Fe**).

A kénsav, főleg a tömény kénsav erősen higroszkópos hatású, vagyis a vizet agresszívan megköti. Olyannyira higroszkópos, hogy a levegőn állni hagyva az ott lévő páratartalmat is megköti, ami által némiképp felhígul. Kristályvizet is képes elvonni (pl.:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ; a kék színű kristályvizes réz(II)-szulfát kifehéredik, mert elveszti a kristályvizét). Szerves vegyületek szerkezetében lévő vízakotókat is képes elvonni, ezért a szerves vegyületekre elszenesítő, roncsoló hatással van (papírt, húst, cukrot). *A cukrok esetében például az OH -csoportot és H-atomokat vonja el.* A roncsoló folyamat ráadásul exoterm is, ezért ha bőrre kerül, akkor minél előbb el kell távolítani.

**Elsősegélynyújtás:** gyorsan száraz ronggyal letöröljük, majd hosszan, bőséges vízzel lemossuk. Ezt követően –a biztonság kedvéért-  $\text{NaHCO}_3$ -oldattal közömbösítjük a bőrünk felszínét. Súlyosabb sérülés esetén szakorvosi segítséget kell kérni, közölve a sérülést okozó folyadék fajtáját és koncentrációját.

A tömény kénsav erélyes oxidálószer. A pozitív standard-elektrodpotenciálú fémek mellett (lásd a rézzel korábban) a nemfémeket is képes oxidálni.

- forró, tömény oldata a grafitot szén-dioxiddá oxidálja
  - $\text{C} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{SO}_2$

**Szulfátion molekulaszervezete:** A szulfátion egy összetett, kétszeresen negatív töltésű ion. Molekulájában az **egész molekulára kiterjedő delokalizált elektronrendszer** található. Szervezete a négy azonos ligandumnak és a delokalizációnak köszönhetően: **szabályos tetraéder**.

### **Kénsavgyártás**

A kénsav alapvegyszer, laborban nem állítjuk elő. Iparban legelterjedtebben a kontakt kénsavgyártással termelik. A módszer elemi kénből indul ki.

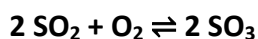
A technológia főbb lépései:

- kén-dioxid előállítás,
- kén-trioxid előállítás,
- kén-trioxid elnyelése tömény kénsavban,
- a kapott tömény kénsav visszahígítása.

A fent említett lépések természetesen nagyon elnagyoltak, csak a folyamat lényegét mutatják.

Kén égetésével vagy szulfidércek pörkölésével állítják elő a kén-dioxidot.

A következő lépésben az előzőleg előállított kén-dioxidot kén-trioxiddá oxidálják:



A folyamat egyensúlyra vezető és exoterm. Ez egy kulcslépése a kénsavgyártásnak. Fontos, hogy a reakció minél gyorsabban menjen végbe úgy, hogy az egyensúly minél inkább a termék képződésének az irányába legyen eltolva. Mivel a **reakció exoterm**, ezért pl. a hő elvonás (hűtés) tolja el az egyensúlyt a termék képződésének az irányába. A hűtéssel azonban vigyázni kell, mert a rendszert minél jobban lehűtjük, annál lassabban megy végbe a folyamat, illetve egy bizonyos hőmérséklet alatt a reakció egyáltalán nem megy végbe. Ennek az az oka, hogy minél alacsonyabb a hőmérséklet, annál kevesebb reaktáns rendelkezik a reakcióhoz szükséges aktiválási energiával (lásd a reakciókinetikánál korábban). Mit tegyünk ilyenkor, ha a hűtés a képződés irányába tolná el az egyensúlyt, azonban ugyan ez a reakciósebességet lassítaná? **Katalizátort kell alkalmazni!** A valóságban tehát **vanádium-pentaoxid (V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>)** katalizátor mellett, optimalizált **400-500 °C-on** játszadják le a reakciót.

A katalizátor és a megfelelő 400-500 °C közötti hőmérséklet mellett még **viszonylag nagy nyomást** is kell alkalmazni, mert az is kedvez a reakció termékképződés irányába való

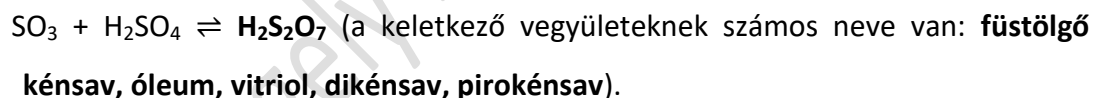
eltolódásának. Ennek oka: a reakció gázfázisú és közben anyagmennyiség-változás történik. A kiindulási anyagok oldalán 3-rész (mól, térfogat etc...), míg a termékek oldalán 2-rész anyag található és a nyomás növelése a kevesebb mennyiségű anyag képződésének irányába tolja el az egyensúlyt (lásd legkisebb kényszer elve).

Összegezve, a körülmények a következők:

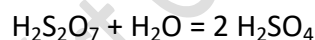
- nagy nyomás,
- magas hőmérséklet (400-500 °C),
- katalizátor használata (V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>).

Az így előállított kén-trioxidot kb. 60-70 %-os kénsavban nyeletik el. Azért nem vízben történik az elnyeletés, mert az a reakció túlságosan exoterm, a fejlődő hő miatt a víz felforrna és kénsavköd keletkezne, ami nagyon nehezen kezelhető így sem egészségügyi sem munkavédelmi szempontból nem volna kedvező. Az elnyeletés után úgynevezett füstölgő kénsavat (amely 100%-os kénsav, ami további oldott SO<sub>3</sub>-at is tartalmaz<sup>1</sup>) kapnak, amelyet – igény szerint- visszahígítva nyerik a kész kénsavat.

Kén-trioxid oldása kénsavban:



Az óleum hígítása:



### **Felhasználás**

A kénsavat óriási mennyiségben állítják elő az iparban. 2011-ben, világszinten több mint 200 millió tonnát gyártottak belőle. Felhasználása széleskörű. Használatos **ólomakkumulátorok** készítésénél, oxidálószerként, **festék-, gyógyszer-, robbanóanyag iparban** is. Laboratóriumban is alapvegyszer. Számos kémiai reakciónál használatos, például kén-dioxid

<sup>1</sup> A füstölgő kénsavhoz vizet adva, először a kén-trioxid molekulák kénsavvá alakulnak, majd, ha már szabad kén-trioxidot az elegy nem tartalmaz, akkor tetszőleges koncentrációjú kénsav-oldat állítható elő a víz további adagolásával.

előállításánál, pozitív potenciálú fémek oldásánál vagy nitrálóelegy (füstölgő kén- és salétromsav elegye) készítésénél.

**A kénsav sói, a szulfátok és hidrogén-szulfátok**

só képlete	triviális neve	főbb fizikai tulajdonságai	felhasználása
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	gipsz	átlátszó kristályokat alkotó, szilárd anyag	egészségügyben (végtag-rögzítés) szobrok készítésénél
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Glauber-só	fehér, kristályos anyag, vízben jól oldódik	üveggyártásnál, gyógyászatban (hashajtó hatású)
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	keserűsó	fehér, kristályos anyag, vízben jól oldódik	hashajtó hatása miatt a gyógyszeriparban, valamint még a textiliparban
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	rézgálic	világoskék kristályos anyag, vízben savasan hidrolizál	gombaölőként, galvanizálásnál, festékiparban
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	vasgálic	zöld kristályos anyag	tinták készítésénél
$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$	timsó	vízben savasan hidrolizáló kristályos anyag	bőrcterzésre
$\text{BaSO}_4$	(bárium-szulfát)	fehér, vízben oldhatatlan csapadék	papírgyártásban töltőanyagként, klasszikus analitikában szulfát kvalitatív meghatározására, kontraszt anyagként röntgen vizsgálatokhoz (bél vizsgálatok).

A hidrogén-szulfátok fémionnal alkotott sóit **savanyúsó**-nak nevezzük. A savanyúsó kifejezés (nem csak a kénsav sóinál) azt jelenti, hogy az adott sóban a fémion mellett hidrogénion is megtalálható. Például:  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .

### **Tioszulfátok**

A tioszulfátokban a kén oxidációs száma: +2. A tioszulfátion képlete:  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ . Lévéen –komplexképződés útján-képes oldani az ezüst-bromidot (vizes közegben halványsárga csapadék), ezért a klasszikus fényképezésnél fixálásra (kép rögzítése) használják.



Oxidálószer hatására képes oxidálódni. Jól szemléltethető vele a halogének egymáshoz viszonyított oxidáló hatása, ugyanis a tioszulfátionból klórgáz hatására +6-os oxidációs állapotú ként tartalmazó szulfátion lesz, vagyis a kén oxidációs száma 4-gyel nő. A jó azonban gyengébb oxidálószer, ő csak +2,5 oxidációs állapotú tetrathionáttá tudja oxidálni a tioszulfátiont, vagyis az oxidációs szám mindössze féllel nő. Ez is bizonyítja azt, hogy a halogének közül a kisebb rendszámúak erősebb oxidálószer.