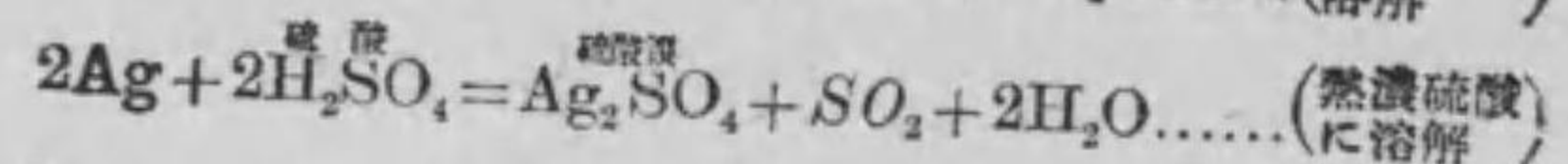
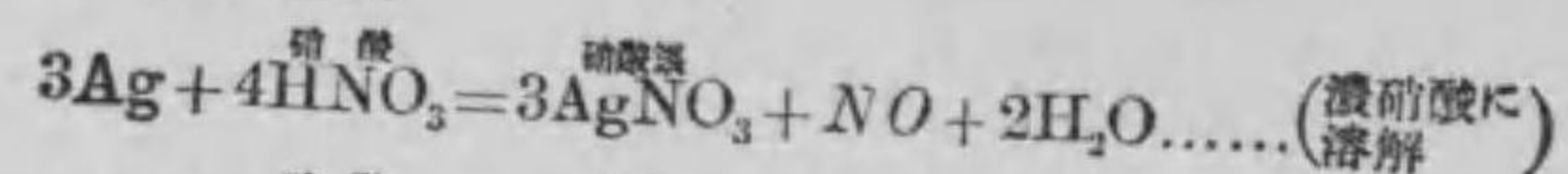


(2) よる。然れども濃厚なる硝酸或は硫酸の如き酸化作用を呈する酸類に容易に溶解するは、

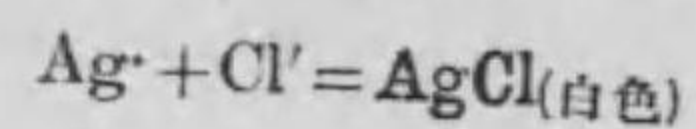


銀が先づ酸化せられて酸化銀となり、而して之が過剰の酸に溶解するが爲めなり(第193頁, 208頁)。

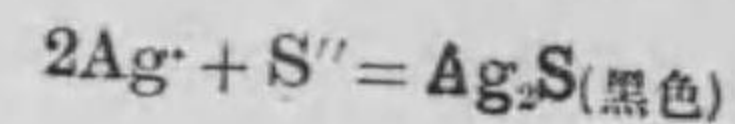
銀は又熔融せる苛性アルカリに抗すること大に白金に優る。

〔用途〕銀は色澤の美にして耐性に富むがため、最も廣く裝飾の目的に用ひ、或は苛性アルカリ用の蒸發皿を製し、又多量に硝酸銀に變じて種々の目的に供す(第349頁)。

2. **銀イオン** $[\text{Ag}^+]$ 銀イオンは無色にして其特性は鹽素イオンに遇ひ白色の鹽化銀を沈澱すること、



硫黄イオン(硫化水素による)に作用せられて黑色の硫化銀を沈澱すること、

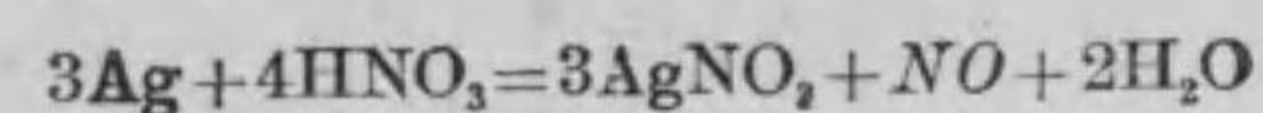


有機物の存在に於て日光の作用を受くときは還元して黒褐色の金属銀を遊離すること等なり。而して此物は蛋白質を凝固せしむるがため生物に對して烈しき毒性を呈す。されど人體内に於ては多量に存する鹽素イオン(食鹽)によりて不溶性に變じ、其作用大に制限せらる。

(2) 銀がもし水素よりイオン化し易ければ $2\text{Ag} + 2\text{H}^+ = 2\text{Ag}^+ + \text{H}_2$ の反應を起すべきなり。

(3) $\begin{cases} 6\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 = 3\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O} \\ \text{Ag}_2\text{O} + 2\text{HNO}_3 = 2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \end{cases} \quad \begin{cases} 2\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ag}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \\ \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \end{cases}$

3. **硝酸銀** $[\text{AgNO}_3]$ 〔製法〕銀を硝酸に溶解せしめ、其溶液を蒸發するときは硝酸銀の結晶を析出す。

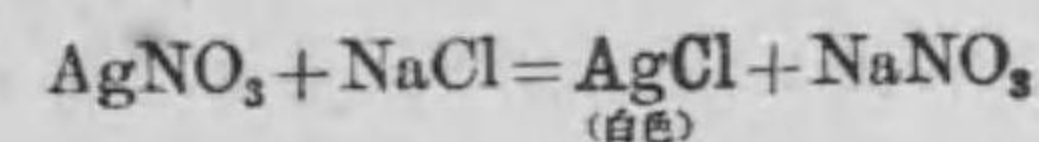


〔性質〕硝酸銀は無色透明の結晶をなし、極めてよく水に溶解す(常温にて其半量の水に溶解す)。其溶液は銀イオンを含むがため、

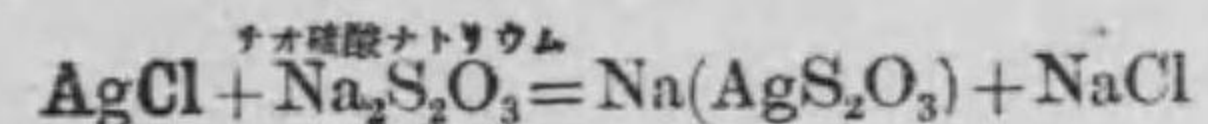


實驗室に於ては試薬となし、又多量にハロゲン化銀(AgCl , AgBr), シアン化銀(AgCN)の製造に供し、醫術に於ては腐蝕劑、殺菌劑として咽喉炎、胃腸病、點眼等に用ふ。

4. **鹽化銀** $[\text{AgCl}]$ 〔製法〕硝酸銀の水溶液に食鹽の水溶液を加ふれば、鹽化銀の白色沈澱を生ず。



〔性質〕鹽化銀は強き酸類にも溶解せざれども、アモニア水或はチオ硫酸ナトリウムの溶液には容易に溶解す(第141頁)。



鹽化銀を日光に晒すときは分解して黒紫色に變ず。之れ恐らく亞

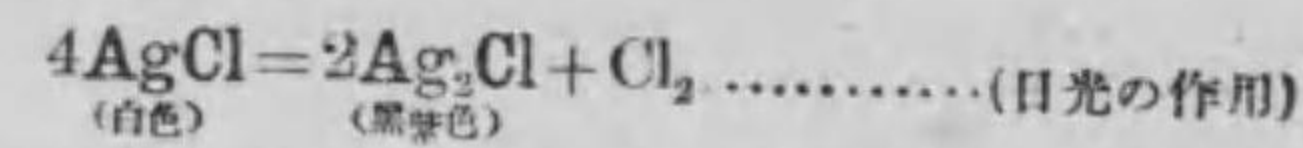
(4) 通常の銀は銅を混ざるに由り、之を硝酸に溶解せしむれば、硝酸銀 AgNO_3 の外に硝酸銅 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ を生ず。之を精製せんがため液を蒸發乾固して赤熱に保つときは $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ のみは分解して不溶性の CuO に變ずるが故に、水を加へて硝酸銀を溶解せしめ、再び之を結晶せしむ。

(5) 結晶形及び其大きさは溶媒の種類、溶液冷却の緩急等により異なれり。本書に於ては溶媒として水を用ひたる時普通に生ずる結晶を示せり。而して其大きさは概ね擴大せるものなり。



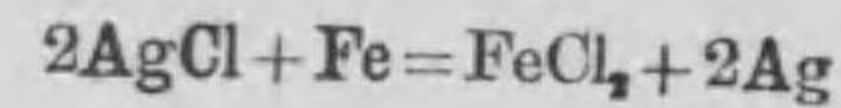
第113圖 硝酸銀の結晶。(5)

鹽化銀 (Ag₂Cl) を生じたるによるならん。



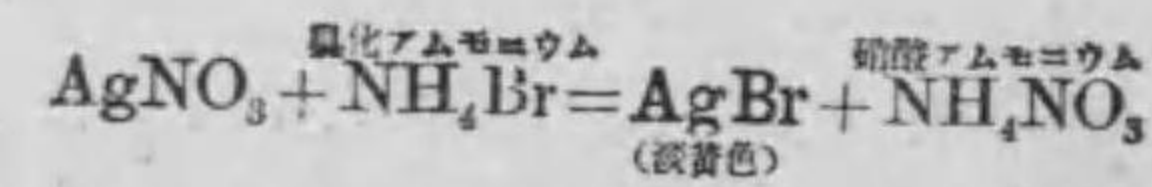
而して此際有機物の共存するあらば、生成せる鹽素は之に吸収せらるるが爲め上の反應は一層容易に進行す。此性質は寫眞術に用ひらるる所なり。

鹽化銀は水に不溶性なるも、之に稀薄なる酸を加へて泥狀となし鐵を投じて放置する時は、銀は還元し灰白色の微粒となりて析出し、同時に鐵は可溶性の鹽化鐵となる。

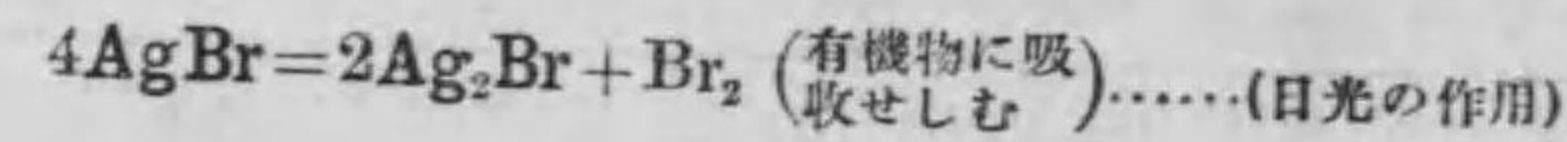


之れ常に化合せる銀を遊離せしむるに用ひらるる方法なり。

5. 臭化銀・寫眞 (臭化銀) 硝酸銀の溶液は可溶性の臭化物例へば臭化アムモニウムの溶液に逢ひ淡黄色の臭化銀 (AgBr) の沈澱を析出す。



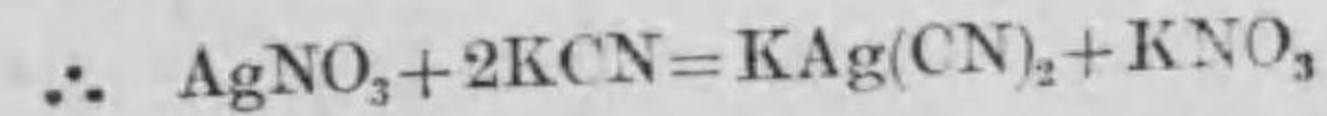
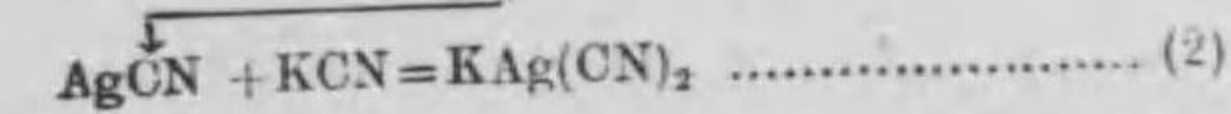
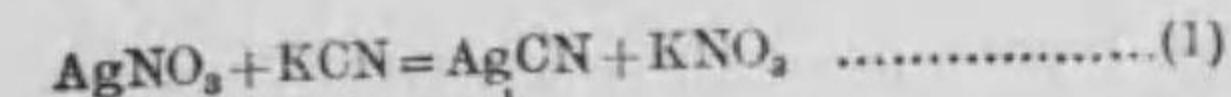
臭化銀も亦甚だ鹽化銀に似たる化學的性質を有し、チオ硫酸ナトリウムの溶液には容易に溶解し、又極めて鋭敏に日光に作用せらる。而して此際亞臭化銀 (Ag₂Br) に還元せらるるものの如し。



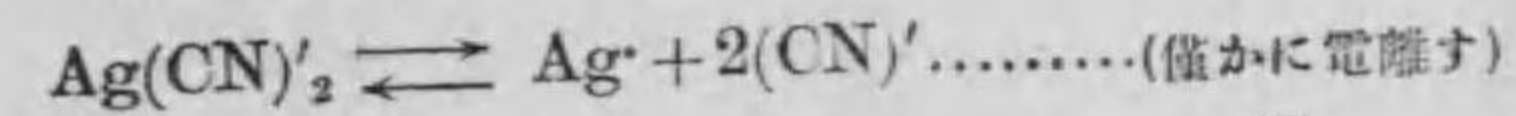
(寫眞) 寫眞用の乾板(寫眞用)は、此感光性著しき臭化銀を透明なる膠(有機物)にて、平滑なる硝子面に糊着せしめたるものにして、之を寫眞機内に裝置し、レンズにより生ずる物體の實像を此上に投射せしむれば、光の強き處は著しく還元し、弱き所は還元せらるること少きか或は全く變化せざるべし。之れ撮影の際に於ける化學變化なり。次に此乾板を還元作用を呈する物質例へば焦性沒食子酸 [C₆H₄(OH)₂] の溶液に浸すとき

は、還元せる亞臭化銀は愈還元して黒褐色の銀の微粒となるも(膠質)、光を受けざりし臭化銀は作用せられざるが故に後者をチオ硫酸ナトリウムの溶液にて溶解して除去する(寫眞)。此操作を経たる乾板は透明なる膠の中に黒褐色不透明の銀粒の含まるるのみにして、其銀粒の量は光の強かりし部分に於ては密にして、暗黒なりし部分に於て粗なるべきが故に、畢竟實物の白き處は黒く、實物の黒き處は白く(透明に)現るべし。之を陰寫と名付く。別に臭化銀を布ける感光紙を取り、之れに陰畫を押し當て、光に曝したる後、此紙を前の如く順次還元劑及びチオ硫酸ナトリウムにて處理すれば、黒色の銀粒より成れる陽寫即ち寫眞を得。之れ所謂プロマイド寫眞なり。而して感光紙として臭化銀の代りに鹽化銀を布けるものを以てせば褐色の銀粒(よりなるがため)より成れる寫眞となる。之を金鹽の溶液に浸して鍍金せるものは普通の寫眞にして、白金鹽に浸して白金鍍を施せるものは白金寫眞なり。

6. 銀シヤン化カリウム [KAg(CN)₂] (製法) 硝酸銀溶液にシヤン化カリウムを加ふるときは先づ白色のシヤン化銀を沈澱すれども、更に其過量を加ふれば沈澱は再び溶解して銀シヤン化カリウムを生ず。



(性質) 銀シヤン化カリウムは専ら銀鍍に用ひらるる白色結晶性の錯鹽にして、銀板を陽極とし金属製の物體を陰極として此溶液を電解すれば、物體の表面は緻密なる銀の薄層にて鍍せらる。これ



に由りて微量に存する Ag' の放電するが爲めなり (第 338 頁)。

(6) AgBr + Na₂S₂O₃ = Na(AgS₂O₃) + NaBr

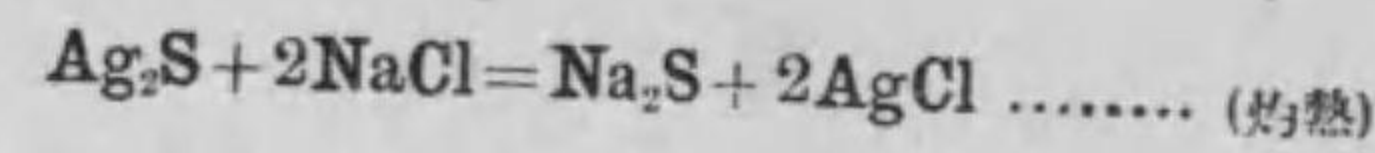
(7) 寫眞の鍍金 Au''' + 3Ag = Au + 3Ag

(8) AgNO₃ 溶液は Ag' の濃度大なるため鍍銀に適せず。

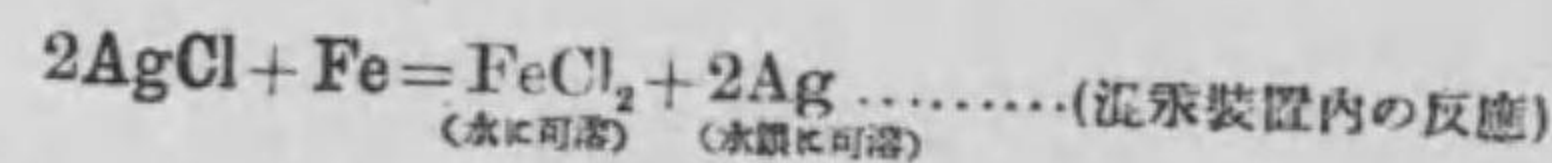
7. 銀の冶金

《所在》銀は稀に遊離して産出することあるも、概ね硫化銀 Ag_2S (硫銀礦と稱し、八面體に結晶す) となりて産出す。⁽⁹⁾

《混汞製法》硫化銀より銀を遊離するには先づ之を食鹽と共に燒きて鹽化銀に變じ、

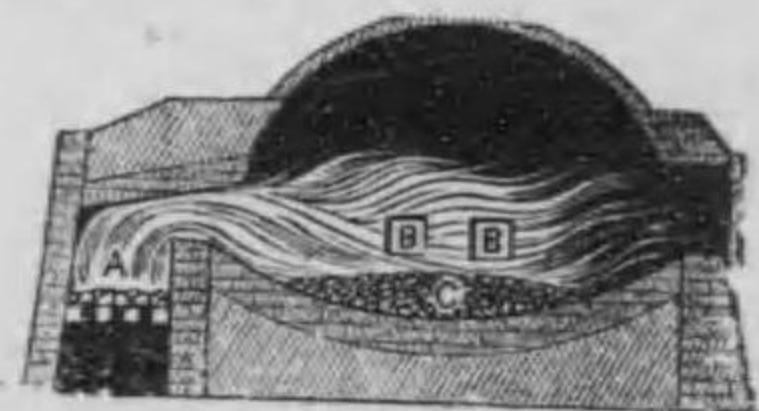


次に鐵屑、水銀及び水と共に混汞装置(第111圖)に移すときは、鐵は鹽化銀より鹽素を奪取して可溶性の鹽化鐵となり、還元せる銀は水銀に溶解す。



故に之を分ち取り強熱して水銀を蒸發せしむ。

《灰吹製法》硫化銀は往々硫化鉛(方鉛礦)に伴ひて産出するが故に、方鉛礦より製せる鉛は比較的少量の銀を含み、屢々銀の原料に供せらる。此合金より銀を分離するには先づ之を熔融し徐々に冷却して結晶する鉛を掬ひ去り、此操作を反覆して得たる銀に富める



第114圖—灰吹爐。
A. 石炭 B. 鼓風口
C. 骨灰床。

鉛を骨灰を布きて多孔質にせる小反射爐の床上に置き續々空氣を吹送して灼熱する時は、鉛は酸化して酸化鉛(PbO)の粉末となり過半は熔融して流出し一部は床に吸收せられ一部

は吹き去らる。而して銀は高温に於ても酸化せざるが故に依然と

(9) 銀の産地=獨逸フライベルヒ、露國のウラル山、露國、我邦生野等。又自然銀にして百瓦の日方あるものあり。

(10) $Ag_2S + O_2 = 2Ag + SO_2$ の變化により銀を生ず。

して床上に残留す。これ灰吹法と稱せらるる冶金法にして、彼の金の電氣青化製煉法に於ける鉛も亦此法によりて除去せらる。

8. 摘要 銀 $Ag=107.88$, 原子價 1, 比重 10.5 融點 960° , 沸點 1300° 附近。

化學式	名稱	製法	性質	用途
Ag	銀 (Silver)	1. 硫化銀を還元す。 $Ag_2S \xrightarrow{NaCl} AgCl \xrightarrow{Fe} Ag$ 2. 灰吹法—Pb を PbO として Ag より分つ。	展延性大。熱、電氣の良導體。 空氣中に於て熱するも酸化せず。鹽酸に不溶。オゾン、硝酸、熱硫酸に侵さる。	裝飾品、銀箔、蒸發皿、銀化合物。
Ag ⁺	銀イオン	銀鹽の溶解。	無色。有毒。Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ , S ²⁻ により沈澱す。	醫藥、試藥。
Ag(CN) ₂ ⁻	銀シヤンイオン	Ag ⁺ に CN ⁻ を加ふ。	無色。	—
AgNO ₃	硝酸銀 (Silver Nitrate)	Ag を HNO ₃ に溶解す。	無色可溶性結晶。Ag ⁺ を生ず。	Ag ⁺ 及び銀化合物の主要原料。
AgCl	鹽化銀 (Silver Chloride)	Ag ⁺ に Cl ⁻ を加ふ。	白色不溶性。日光により Ag ₂ Cl となる。Fe により Ag となる。アモニア水及び Na ₂ S ₂ O ₃ に可溶。	寫眞用。
AgBr	臭化銀 (Silver Bromide)	Ag ⁺ に Br ⁻ を加ふ。	黄色不溶性。日光に感じ還元され易き Ag ₂ Br となる。Na ₂ S ₂ O ₃ に可溶。	寫眞用。
K-Ag(CN) ₂	銀シヤン化カリウム (Potassium Silver-cyanide)	硝酸銀にシヤン化カリウムを加ふ。	白色可溶性の錯鹽。Ag(CN) ₂ ⁻ を生ず。	鍍銀用。

9. 問題 1.* 銀の冶金法及び性質を記せ。(353頁)

2.* 主要なる銀鹽の名稱、分子式、用途如何。(上の表)

3.* ハロゲン鹽の水溶液に硝酸銀の水溶液を加へたるときに起る
 反應及び其生成物の性質を記せ。 (349 頁)

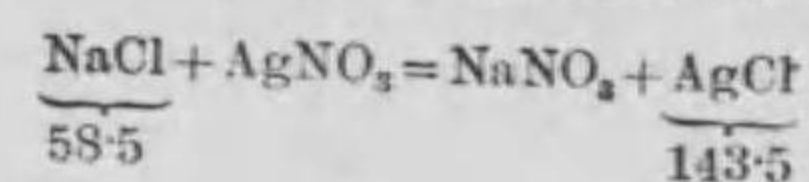
4.* 貴金属の名稱と符號とを列記し、且これに通有なる特性を
 示せ。

解 白金 Pt, 金 Au, 銀 Ag.

1. 上の三金属は空氣中に於て熱するも酸化せず。
2. 白金と金とは王水以外の酸類に侵されず。

5.* 食鹽水あり、其 20 瓦を取り之に硝酸銀液を充分に注ぎたる
 に 0.5 瓦の白色沈澱を生じたりといふ。此食鹽水の 100 瓦中に
 含まるる食鹽の重量を問ふ。

解 食鹽と硝酸銀とは次の如く反應して鹽化銀を生ずるにより



鹽化銀 0.5 瓦を生ずべき食鹽の量は $0.5 \times \frac{58.5}{143.5}$ にして、これ 20 瓦の食鹽水
 中に含まるる量なり。故に其 100 瓦中の含量は

$$0.5 \times \frac{58.5}{143.5} \times \frac{100}{20} = 1.02 \text{ 瓦} \quad \text{答 1.02 瓦}$$

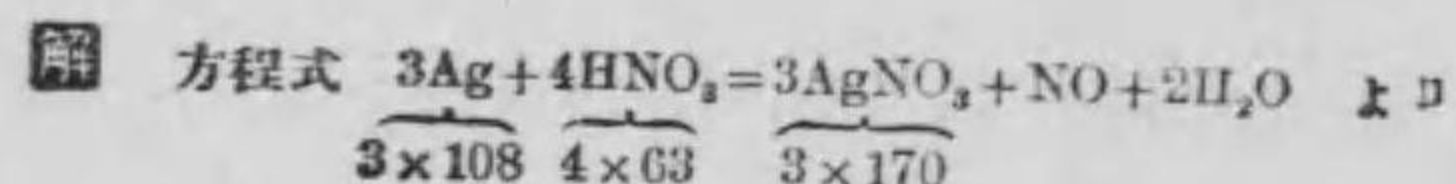
6.* 50 錢銀貨 0.5 瓦を硝酸に溶解し、之に鹽酸を注ぎて 0.52 瓦の
 鹽化銀を得たりといふ。此銀貨の各成分を百分率にて表はせ。

解 銀の量 $\dots\dots\dots 0.52 \text{ 瓦} \times \frac{\text{Ag}}{\text{AgCl}} = 0.52 \text{ 瓦} \times \frac{107.5}{143.0} = 0.39 \text{ 瓦}$

$\therefore (0.39 + 0.5) \times 100 = 78\%$

銅の量 $\dots\dots\dots 100 - 78 = 22\%$ 答 銀 78% 銅 22%

7. 50 瓦の銀より幾瓦の硝酸銀を得べきか。又此際 45% 硝酸幾
 瓦を要するか。

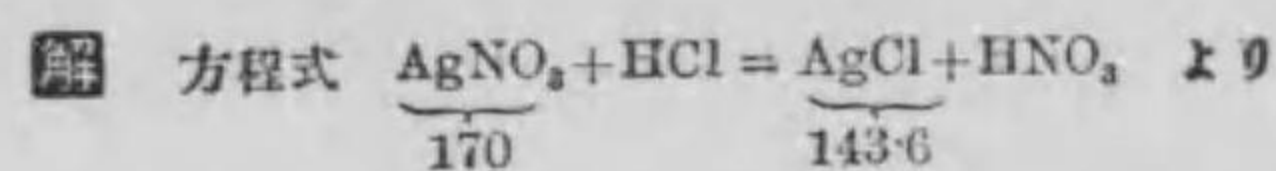


硝酸銀 $\dots\dots\dots 50 \text{ 瓦} \times \frac{3 \times 170}{3 \times 108} = 78.7 \text{ 瓦}$

硝酸 $\dots\dots\dots 50 \text{ 瓦} \times \frac{4 \times 63}{3 \times 108} \times \frac{100}{45} = 86.4 \text{ 瓦}$

答 硝酸銀 78.7 瓦, 硝酸 86.4 瓦.

8. 100 瓦の硝酸銀より鹽化銀の幾瓦を得べきか。又之に要する
 2 規定鹽酸の體積如何。



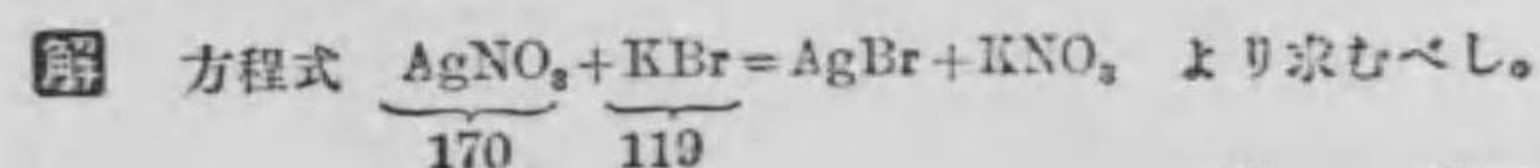
鹽化銀の量 $= 100 \text{ 瓦} \times \frac{143.5}{170} = 84.4 \text{ 瓦}$

又硝酸銀 170 瓦即ち 1 モルを鹽化銀に変ずる鹽化水素は上の方程式により 1 モ
 ルにして、此量は 2 規定鹽酸の 500 c.c. 中に含まるべきが故に、硝酸銀の 100 瓦
 を鹽化銀に変化せしむるに要する鹽酸の體積は

$500 \text{ c.c.} \times \frac{100}{170} = 294 \text{ c.c.}$

答 84.4 瓦, 294 c.c.

9. 硝酸銀 5 瓦を溶解せる液を取り、之を悉く臭化銀となさん
 に幾瓦の臭化カリウムを要するか。



答 3.5 瓦

10. 鹽化銀を分析して 74.2% の純銀を得たりせば、此鑛石中
 に含まるる鹽化銀は全鑛石の幾%に相當するか。

解 74.2 瓦の銀は鹽化銀の

$74.2 \text{ 瓦} \times \frac{\text{AgCl}}{\text{Ag}} = 74.2 \text{ 瓦} \times \frac{108 + 35.5}{108} = 98.6 \text{ 瓦}$

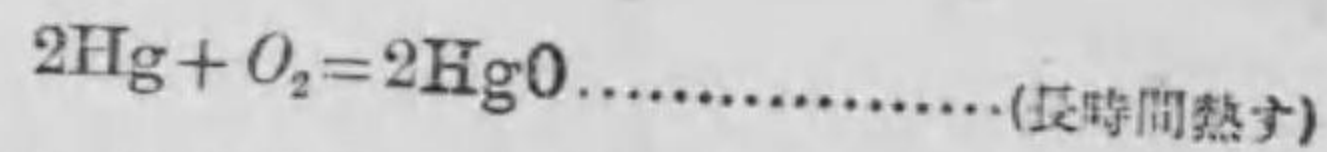
中に含まれ、此量の鹽化銀は鑛石 100 瓦中に含まるべきにより、求むる割合は
 98.6% なり。

答 98.6%

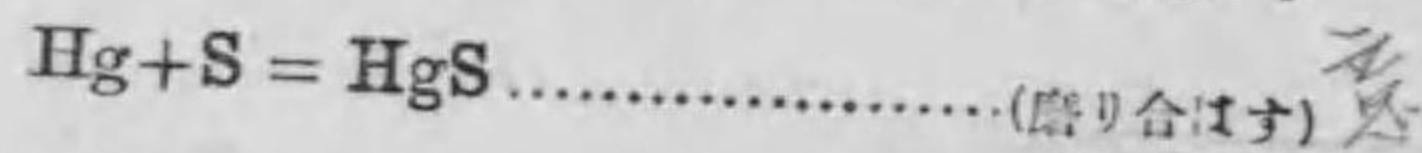
第二節 水 銀

1. **水 銀** $[\text{Hg}]$ ⁽¹⁾《物理的性質》水銀は常温に於ける唯一の液状金属元素にして、比重 13.6、温度の昇降に對し規則正しき膨脹收縮をなし、 -39.4° に冷却すれば銀様の固體となり、 358° に熱すれば沸騰して極めて有毒の無色氣體に變ず。其蒸氣比重より定めたる分子式は Hg にして、従つて水銀は多くの非金属元素と異なり一分子量は一原子量より成れることを知る。之れ獨り水銀に限らず、多くの他の金属に於ても亦屢々見る所なり。水銀は又金属に對する溶媒にして、よく金、銀、錫、ナトリウム等を溶解して合金となる。かかる水銀の合金をアマルガムと總稱す。

《化學的性質》水銀は温度の高低に拘はらず酸化し難きこと銀に似たり。されど長時間(數日間)高温(300°)に保つときは初めて赤色の酸化水銀を生じ、

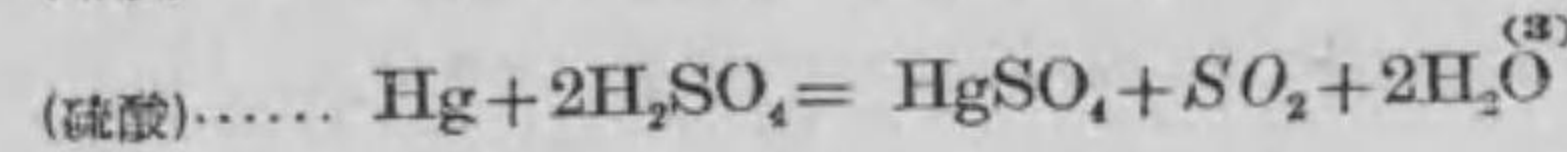
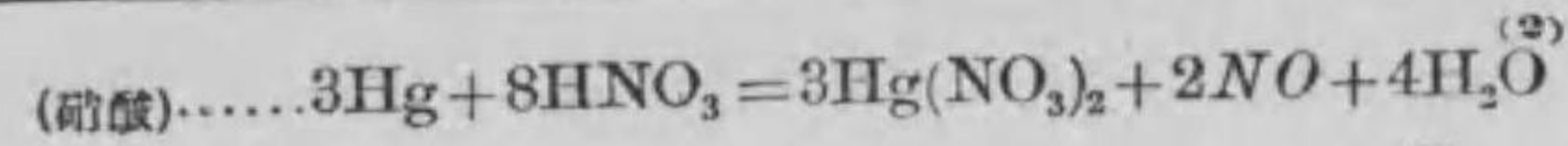


硫黄とは常温に於ても容易に化合して硫化物を生ず。



水銀は水素よりイオン化し難きにより酸類に對する反應は全く銀の場合に同じ。即ち鹽酸に溶解することなく、硝酸及び熱したる濃硫酸の如き酸化作用を呈する酸類には溶解す。

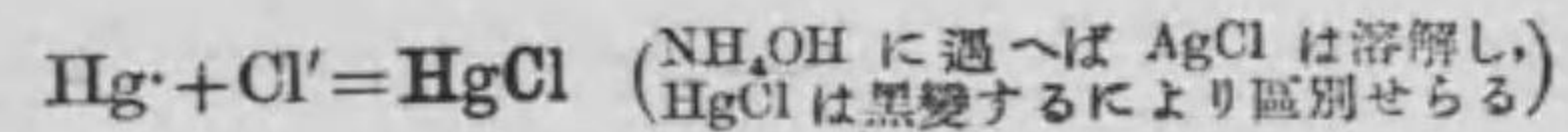
(1) 水銀を辰砂より製する法は西曆前 300 年 Theophrast 氏之を記録中に述べたり。然れども其金属なるを確認せしは 1700 年代にあり。古の化學者は之れに異なる記號を與へたり。



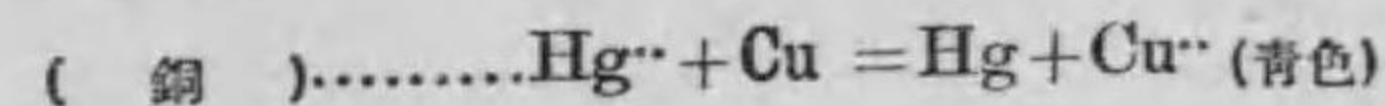
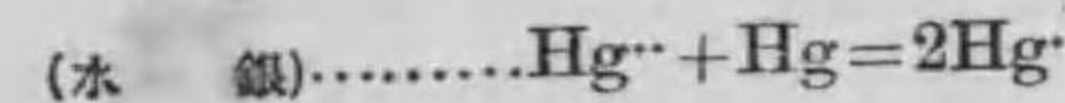
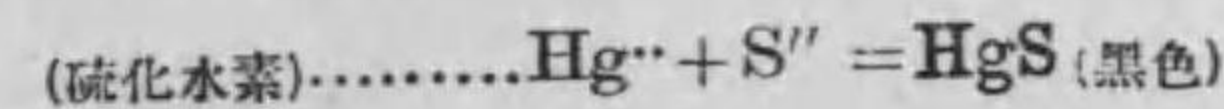
水銀は二種の原子價を有し二系統の化合物を作る。其一價なる第一化合物は不安定にして、2 價なる第二化合物は安定なり。

《用途》水銀の液状をなすこと、比重著大なること、化學的耐性あること等は、廣く晴雨計、寒暖計、實驗用の諸器械に利用せられ、又金属を溶解してアマルガムを生ずる性質は金、銀の製煉及び錫、亜鉛或はナトリウムのアマルガムを製するに用ひらる。而して水銀は又種々の水銀化合物に變じて實用に供す。

2. **水銀イオン** $[\text{Hg}^+][\text{Hg}^{2+}]$ 水銀イオンは何れも無色にして猛毒なり。而して第一水銀イオン (Hg^+) は恰も銀イオン (Ag^+) の如く鹽素イオン (Cl^-) に逢ひて白色の鹽化第一水銀を沈澱す。



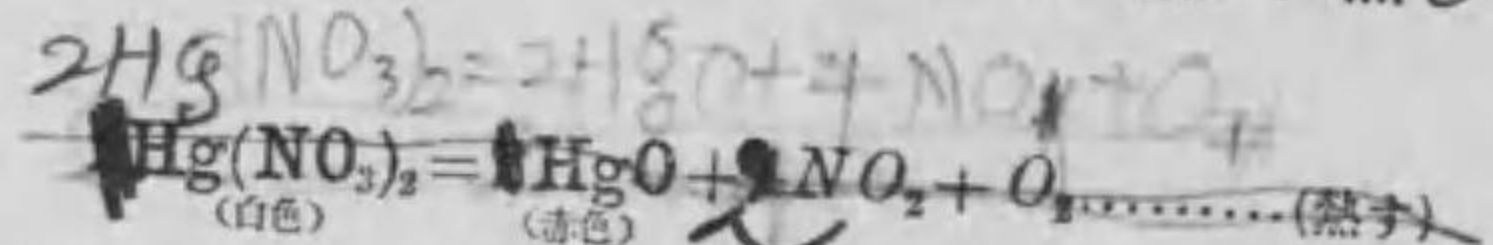
第一水銀イオン (Hg^+) を硝酸にて酸化するときは變じて第二水銀イオン (Hg^{2+}) となる。第二水銀イオンは鹽素イオンにより沈澱を生ぜざるを以て容易に前者と區別せらる。而して之に硫化水素を通ずれば黑色沈澱を生じ、水銀を作用せしむれば第一水銀鹽となり、銅を加ふれば溶液より驅出せられて水銀を析出す。



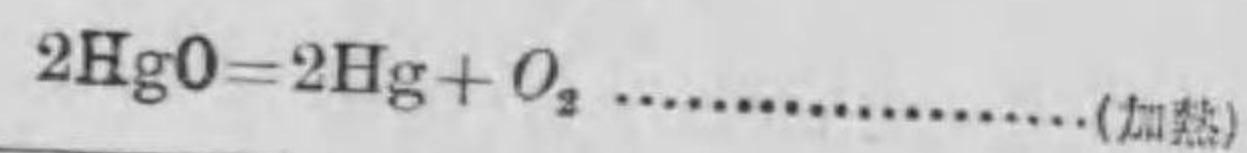
(2)
$$\begin{cases} 3\text{Hg} + 2\text{HNO}_3 = 3\text{HgO} + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O} \\ 2\text{HNO}_3 + \text{HgO} = \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \end{cases}$$
 (3)
$$\begin{cases} \text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HgO} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \\ \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HgO} = \text{HgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \end{cases}$$

《廣義の酸化及び還元》HgがHg⁺となり、更にHg⁺⁺に變ずる如き、陽のイオン價を増加する變化を一般に酸化と稱し、反對にHg⁺⁺がHg⁺或はHgとなる如き陽イオン價を減少する變化を還元と稱す。隨て又I⁻がI⁻に變ずる如き陰イオン價の減少する變化は酸化にして、I⁻がI⁻に變ずる如き陰イオン價の増加は還元なり。

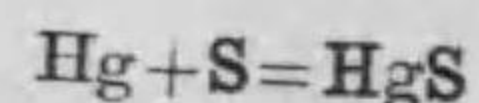
3. **酸化第二水銀** [HgO] 《製法》酸化第二水銀は水銀を硝酸に溶解して製せらるべき硝酸第二水銀を穩かに熱して之を製す。



《性質》酸化第二水銀は赤色の重き粉末にして、強熱するときは分解して水銀と酸素とに變ず(第9頁)。



4. **硫化第二水銀** [HgS] 《製法》水銀と硫黄との混合物を擦り合すときは黒色の硫化第二水銀を生じ、之を昇華すれば鮮赤色に變ず。



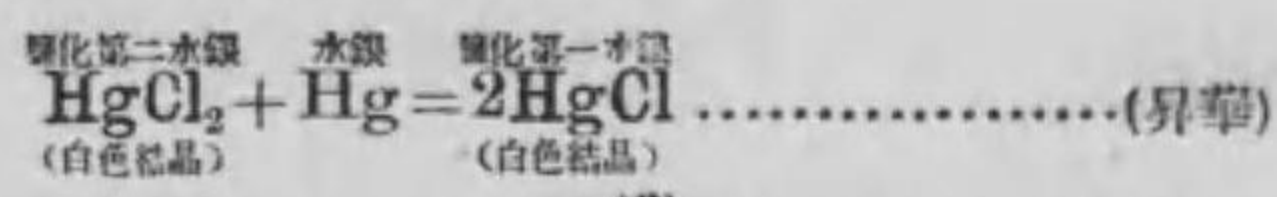
《性質》硫化第二水銀は俗に謂ふ朱にして、色鮮かにして且極めて安定なる物質なるが故に(王水は之を溶解す)貴重なる顔料として用途大に廣し。一般に顔料とは不透明、不溶性の色素より成り、良く物體の地質を覆ひ隠くすことを得べきものの總稱にして、通例其固着剤には膠、樹脂、乾性油等を用ふ。

(4) 又 Hg⁺⁺ + S²⁻ = HgS により製せらる。

(5) 朱には屢々鉛丹(酸化鉛)を混ざるものあり。鉛丹は硝酸によりて黒褐色に變ずるが故に容易に朱と識別せらる。

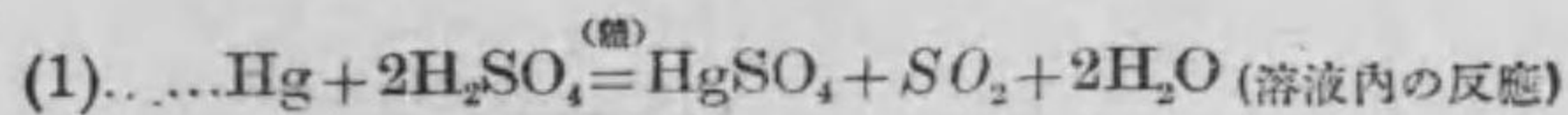
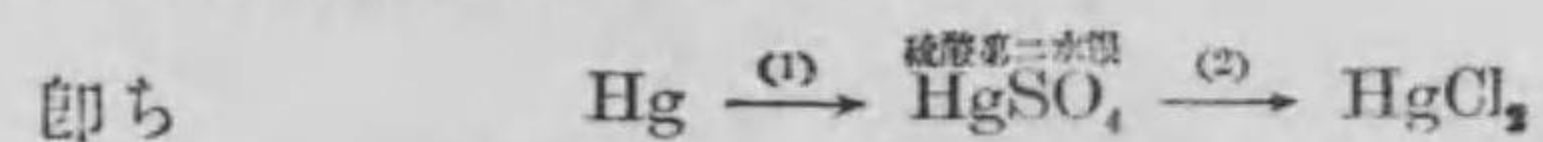
《所在》硫化第二水銀は暗赤色六角形の結晶をなして天然に産出す。これ所謂辰砂にして水銀及び其化合物の主要なる原料たり。

5. **鹽化第一水銀** [HgCl] 《製法》鹽化第一水銀はHg⁺にCl⁻を加ふるときに生ずれども、鹽化第二水銀を水銀と共に熱して昇華して製出するを常とす。



《性質》鹽化第一水銀は通常甘汞と稱す。白色結晶をなし、殆んど水に溶解せざるが故に水銀イオン(Hg⁺)の毒作用を呈すること少なく、下劑、利尿劑として醫藥に賞用せらる。然れども日光に觸る時は上の逆反應を起して猛毒性の鹽化第二水銀を生ずる虞れあるを以て注意して暗所に貯ふるを要す。

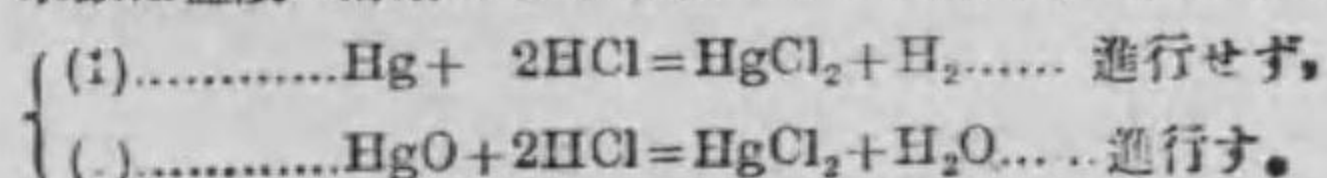
6. **鹽化第二水銀** [HgCl₂] 《製法》鹽化第二水銀を製するには水銀を硫酸に溶かし其溶液を蒸發せしめて得たる硫酸第二水銀に食鹽を加へて昇華せしむ。

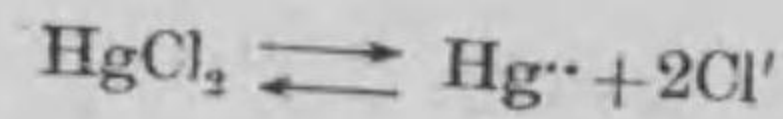


《性質》鹽化第二水銀は昇汞又は猛汞とも稱す。冷水に對する溶解度は凡そ6、その溶液は第二水銀イオンを含みて

(6) 汞とは水銀のことなり。

(7) 水銀は鹽酸に溶解せざるを以て下の反應(1)の起らざること注意すべし。

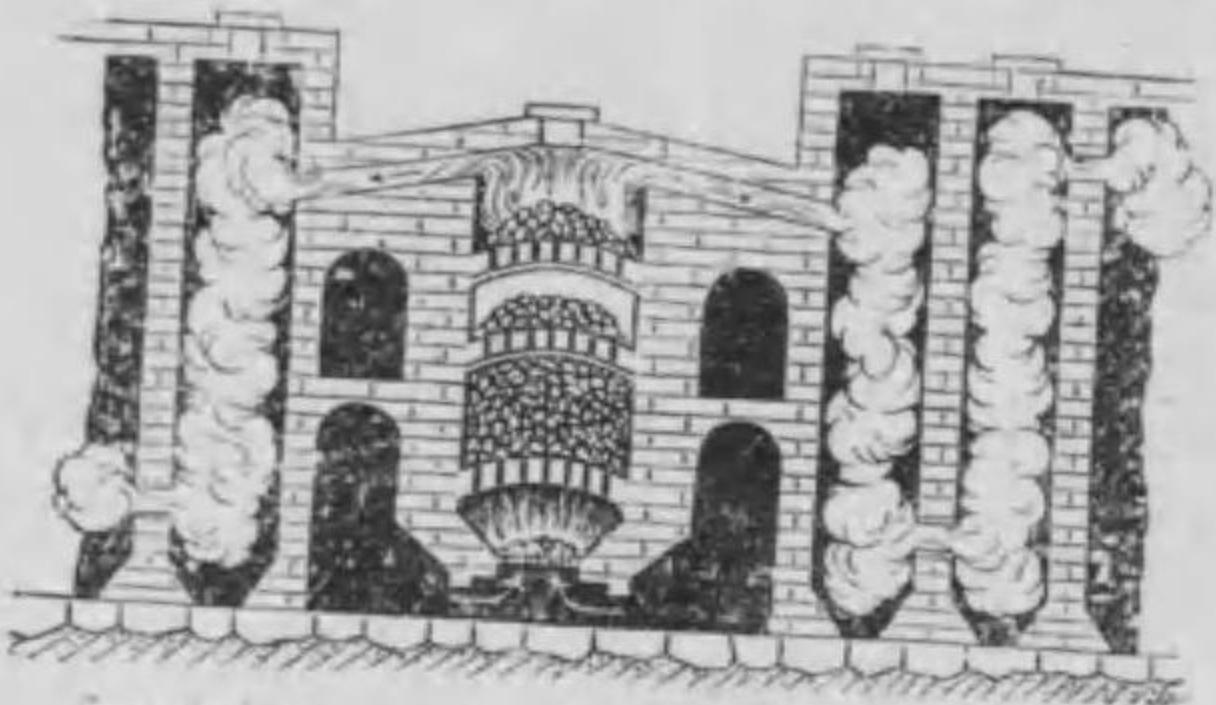




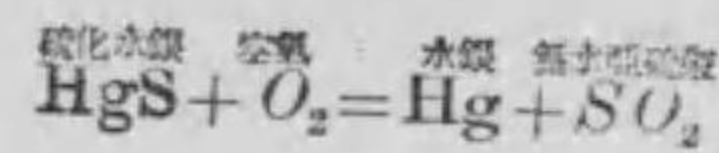
猛毒作用を呈し、二萬倍の稀薄溶液も病菌の發育を防止し、二千倍に至れば完全に之れを撲滅せしむ。之れ重金属イオンの通性なる蛋白質を凝固せしむる作用に基くなり。されば卵蛋白は屢々其解毒に利用せらる。⁽⁸⁾

7. 水銀の冶金

水銀は沸點に近き高温度に於ては却て



其酸化物より遊離するが故に、辰砂を空气中にて燃燒せしむれば、



..... (煅燒)

第115圖—辰砂を燒き生成せる水銀を蒸溜す。

の如く直に水銀を遊離するを以て、之を冷き空室に導きて液化せしむ。

8. 摘要

水銀Hg=200.6, 分子式Hg, 原子價1價(不安定), 2價(安定), 比重13.6, 融點-38.85°, 沸點357.5°.

化學式	名稱	製法	性質	用途
Hg	水銀 (Mercury)	HgS を燒きて製す。	液狀, 比重大, 耐性, 溶解性あり。酸化し難く, 硝酸・熱濃硫酸に可溶。	寒暖計, 晴雨計, 理化學器械, 金, 銀の冶金, アマルガム, 醫藥, 化合物
Hg ⁺ Hg ²⁺	第一水銀=イオン (Mercurous Ion) 第二水銀=イオン (Mercuric Ion)	鹽類の溶解。	Hg ⁺ はCl ⁻ によりHgClを沈澱し, Hg ²⁺ はS ²⁻ によりHgSを沈澱す。何れも有毒にして, Cuにより還元す。	殺菌劑。

⁽⁸⁾ 昇汞は昇華せる水銀化合物の意, 猛毒は猛毒なる水銀化合物の意。
⁽⁹⁾ 水銀の産地 埃國イドリヤ, 西班牙アルマデン, 米國カリホルニヤ, 我國阿波。

HgO	酸化第二水銀 (Mercuric Oxide)	硝酸第二水銀 Hg(NO ₃) ₂ を熱す。	赤色不溶性の粉末。熱すれば分解す。	酸素製取, 醫藥。
HgS	硫化第二水銀 (朱) (Mercuric Sulphide)	水銀と硫黄とを研和し, 昇華す。	赤色不溶性の粉末。	顔料。
HgCl	鹽化第一水銀 (甘汞) (Mercurous Chloride)	鹽化第二水銀を水銀と昇華す。	白色不溶性の粉末。	利尿劑, 下劑。
HgCl ₂	鹽化第二水銀 (昇汞) (Mercuric Chloride)	水銀を硫酸鹽とし, 食鹽と共に昇華す。	可溶性の結晶。Hg ²⁺ を生ず。	殺菌劑, 甘汞の原料。
Hg(NO ₃) ₂	硝酸第二水銀 (Mercuric Nitrate)	水銀を硝酸に溶解す。	水に溶解す。	酸化水銀の原料。

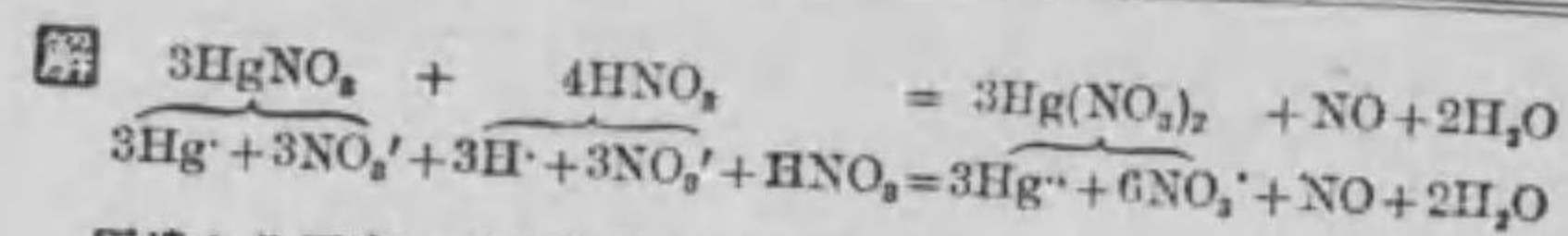
定 義

酸化 (Oxidation) 陽イオン價を増加するを酸化と稱し, 陽イオンを減ずるを還元と稱す。陰イオン價については此反對なり (廣義)。 (狭義のは第27頁)。

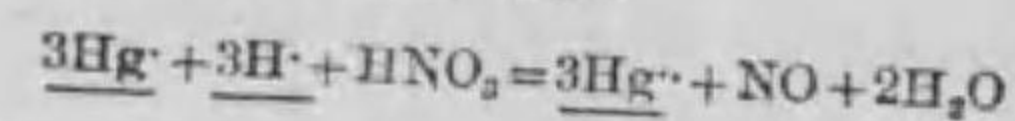
顔料 (Pigment) 染料 (Dyestuff) 不透明不溶性の色素にして良く物體の地質を覆ひ隠くことを得べきものを顔料といひ, 可溶性の色素にして染色に適するものは染料なり。

9. 問題

- 1.* 水銀の製法, 性質, 用途如何。 (361頁)
- 2.* 酸化水銀の製法, 性質を説明せよ。 (359頁)
- 3.* 水銀の鹽化物の名稱, 分子式, 用途を問ふ。 (360頁)
4. 昇汞と甘汞とは其成分元素を等しくするに一は猛毒にして, 一は内服し得る理由, 及び昇汞の解毒法を述べよ。 (360頁)
5. 第一水銀イオンを酸化すれば第二水銀イオンを生ずることをイオン方程式にて示せ。

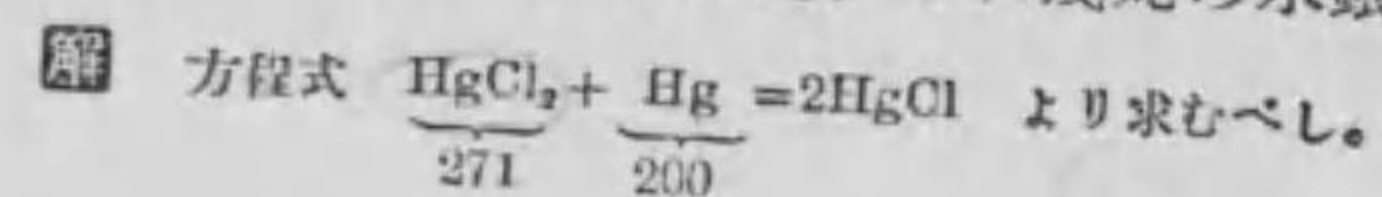


兩邊より反應せざる物質を消去すれば、



即ち Hg は H より電氣を奪ひて Hg⁺ となり、H は HNO₃ に酸化せられて H₂O となる。

6. 昇汞 10 瓦を甘汞に變ずるに幾瓦の水銀を要するか。



答 7.4 瓦

7. 2000 倍に稀釋したる昇汞水 5 立を作るには幾瓦の昇汞を要するか。又これだけの昇汞は幾瓦の水銀を含むか。

解 此昇汞水は其 2000 瓦中に昇汞 1 瓦を含むべきが故に、5 立即ち 5000 瓦中には 2.5 瓦を含み、其水銀の量は

$$2.5 \text{瓦} \times \frac{\text{Hg}}{\text{HgCl}_2} = 2.5 \text{瓦} \times \frac{200}{271} = 1.85 \text{瓦}$$

答 昇汞 2.5 瓦 水銀 1.85 瓦

8.* 昇汞百分の一モル水溶液 50 c.c. 中に含まるる鹽素の重量を求む。

解 昇汞 1 モル HgCl₂ 中鹽素 Cl₂=71 瓦を含むにより與へられたる溶液中にある鹽素は

$$71 \text{瓦} \times \frac{1}{100} \times \frac{50}{1000} = 0.0355 \text{瓦} \quad \text{答} \quad 0.0355 \text{瓦}$$

9. 昇汞は鹽素と水銀との化合物にして、其分子量 271 なることより其分子式を作れ。

解 求むる分子式を Hg_xCl_y とせば Hg=200, Cl=35.5 より次の式を得。

$$200x + 35.5y = 271$$

是より整数なるべきにより x=1 とせば y=2 となる。 答 HgCl₂

10. 辰砂 20 瓦より得らるる水銀の量を求む。 答 17.2 瓦

11.* 50.4 瓦の酸化水銀を熱して得べき酸素の體積は幾立なるかを算出せよ。 答 261 立

12. 水銀 100 瓦を硫黄の 20 瓦と共に熱するときに生ずる硫化水銀の量を求む。 答 116 瓦

第三節 銅

1. **銅の物理的性質** 【Cu】⁽¹⁾ (性狀)銅は稍多量に遊離して産出するに由り、金、銀と共に古くより知られたる金属にして、新に磨きたる表面は他の金属に見ざる特異の帶赤黄色を呈するも、久しからずして暗色の酸化物の薄層に被はれて通常見る所の銅色に變ず。銅の實用に供せらるる主要なる性質は

- (1) 展延性に富み、且強靱にして、器械的操作に適すること。
- (2) 電氣の極めて良好なる導體なること(電導性は鐵よりはるばる倍程大なり)。
- (3) 融解し難く (融點 1050°), 且化學的耐性に富むこと。
- (4) 重要なる諸性質を有する合金を造ること。⁽²⁾

〔用途〕銅はロールに掛け板に展べて建築材料となし、針金に引き延ばして電氣工業に用ひ、鎚撃により銅器或は銅箔を造り、又多量に合金に變ぜしむ。⁽³⁾

(1) 銅は太古より知られ銅器時代は石器時代に次ぎて來れり。古の化學は之に早 (金星) の符號を與へたり。

(2) 産銅額の二分之一は眞鍮を製し、四分之二は銅線となし、残り四分之二は器具を製するに用ふ。

(3) 融解せる銅は凝固に際し多少體積の收縮を伴ふが故に鑄造に適せず。依つて銅器は専ら鎚撃によりて製するなり。銅はかかる器械的操作を經る毎に著しく硬度を増加して脆弱に變ずれども、之を微赤熱に至らしめれば再び展延性を回復するを得。

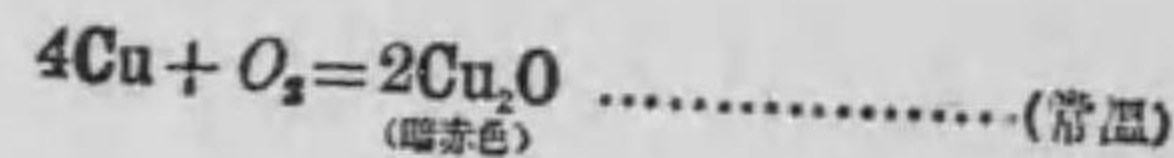
〔合金〕銅は諸金屬中最も多様な合金を生ず。其主なるもの次の如し。

名 稱	組 成	特 性	用 途
黄銅 (真鍮)	銅 2, 亜鉛 1.	美なる黄色を呈し、強靱にして、展延性に富み、且鑄造に適す。	諸器具の製作。 建築用。
青銅 (唐金)	銅 4, 錫 1.	赤褐色にして、硬く、鑄造に適す。	器具、裝飾品、 銅像の製造。
白銅	銅 3, ニッケル 1.	白色にして硬し。	貨幣を製す。
赤銅	銅 95, 銀 4, 金 1.	赤色なれども、其表面を硫化して黒變せしめたるものは色雅なり。	裝飾用。
四分一	銅 3, 銀 1.	銀色を帯び、耐性あり。	裝飾用。
洋銀	銅 2, ニッケル 1, 亜鉛 1.	銀色を帯び、質硬し。	裝飾用。
アルミ銅	銅 9, アルミニウム 1.	黄金色を帯び、強靱にして、展延性に富む。	裝飾品を作る。
含磷青銅	銅 9, 錫 1, 磷少量	強靱にして、質頗る堅し。	機械の製作。
含珪素青銅	銅 9, 錫 1, 珪素少量	電導性に富む。	電話線。

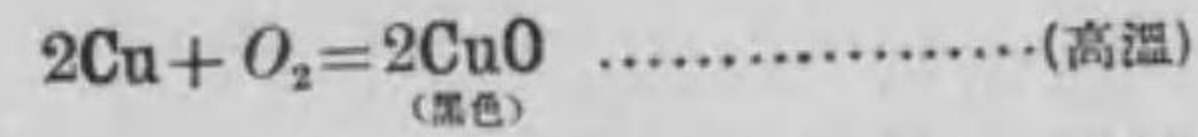
2. 銅の化學的性質

〔原子價〕銅は 1 價及び 2 價の二種の化合物を造る。而して二價なる第二化合物の安定なること水銀に同じ。

〔酸素〕銅を空氣中に放置するときは、表面に酸化第一銅 (Cu₂O) の暗色の薄層を生じ、

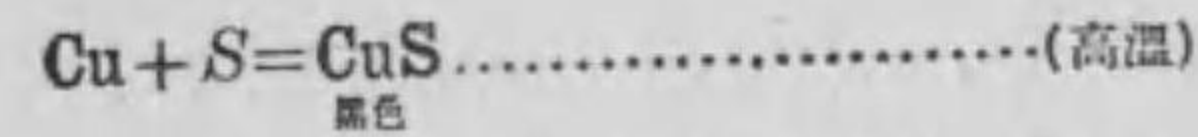


強熱するときは、速かに酸化第二銅 (CuO) を生じて黑色を呈す。

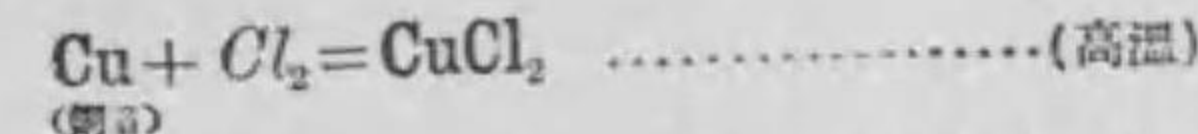


又濕りたる空氣中に於て久しきを経るときは、俗に綠青と稱する鹽基性炭酸銅 [CuCO₃·Cu(OH)₂] を生成す。

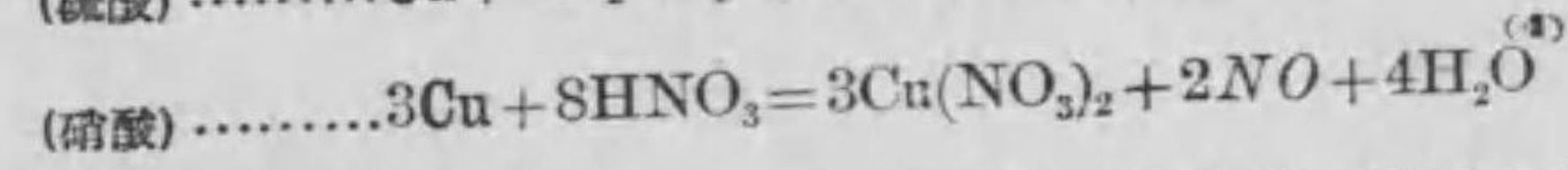
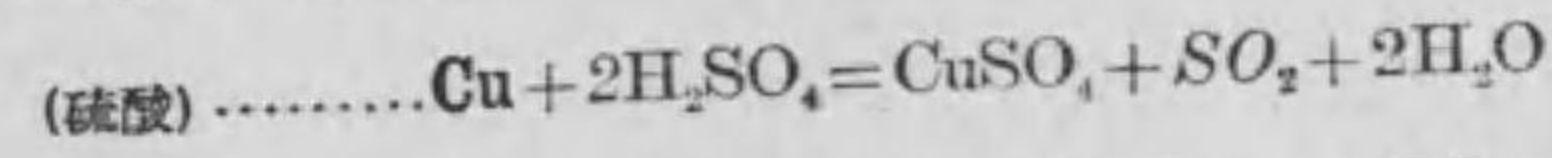
〔硫黃、鹽素〕銅は硫黃の蒸氣内に於て、烈しく燃燒して黑色の硫化銅に變じ (第 176 頁)。



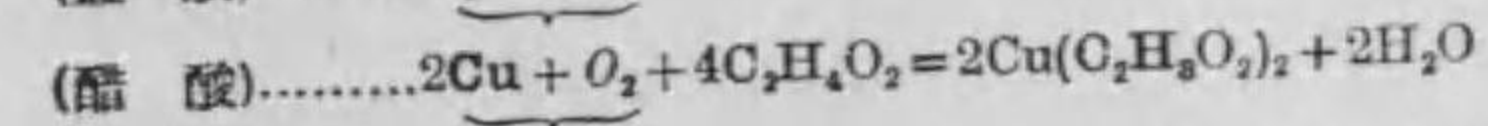
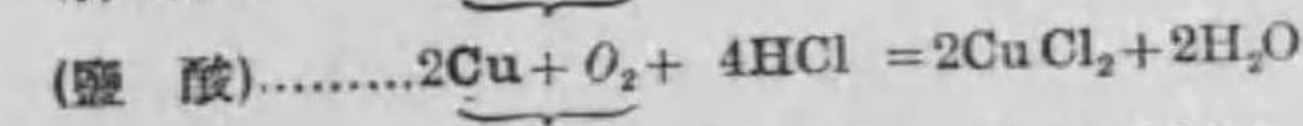
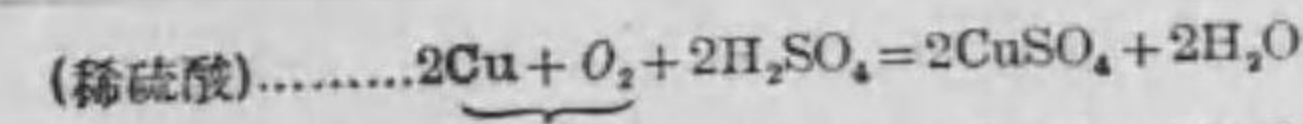
鹽素内に於て亦燃燒して鹽化第二銅を生ず (第 141 頁)。



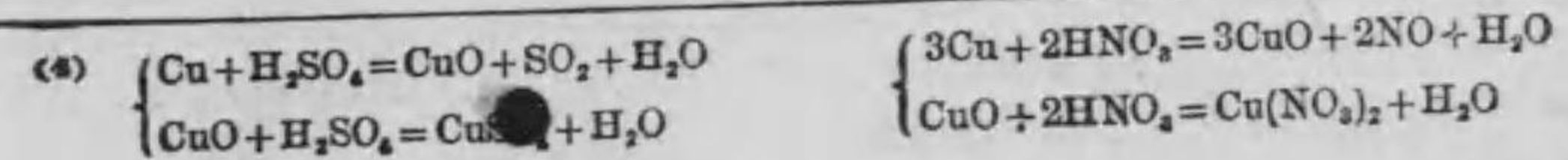
〔酸〕銅の水素イオンに對する反應は全く上に説きたる銀、水銀に同じ。即ち銅は鹽酸或は稀硫酸に溶解せざれども、硝酸若しくは熱したる濃硫酸に溶解して銅鹽を生ず。



銅は又空氣の接觸の自由なるに於ては鹽酸、稀硫酸、醋酸の如き酸化作用を呈せざる酸類にも溶解す。之れ銅が先づ空氣中の酸素により酸化せられて酸に可溶性の酸化銅を生ずるに由る。



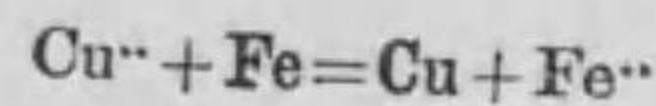
銅の食器に酢(醋酸)を容るとき有毒なる銅化合物を生ずる虞あるは上の反應に基くなり。



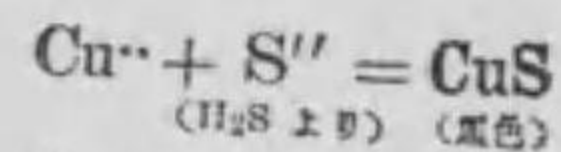
3. 銅イオン $[Cu^{2+}]$ $[Cu^{+}]$ は稀なり 銅イオンは

(1) 青色にして(着色圖参照), 烈しき毒性を有し, 強力なる殺菌作用を呈す。之に

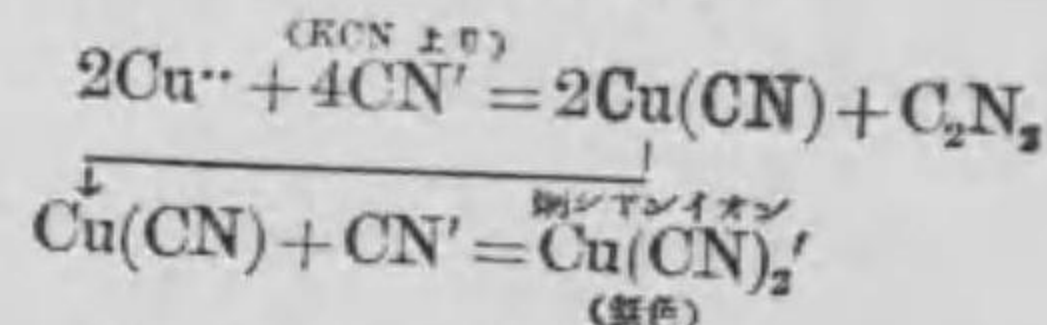
(2) 鐵片を浸すときは還元せられて金属銅を析出し,



(3) 硫化水素を通ずれば黒色の硫化銅を沈澱し,



(4) シアン化カリウムの過量に逢ひ銅シアンと稱する無色の錯イオンとなり,



(5) アモモニア水に逢ひ深青色の錯イオン $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ を含むを生ず。

是等の諸反應は何れも銅鹽の検出に利用せらるる處なり。

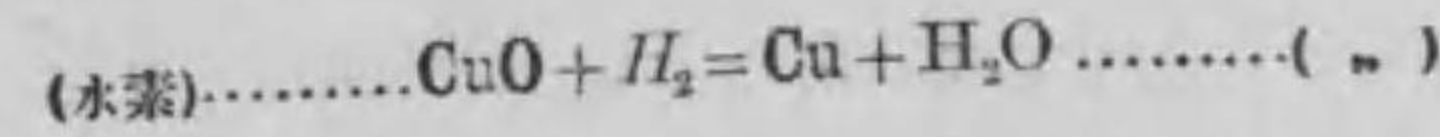
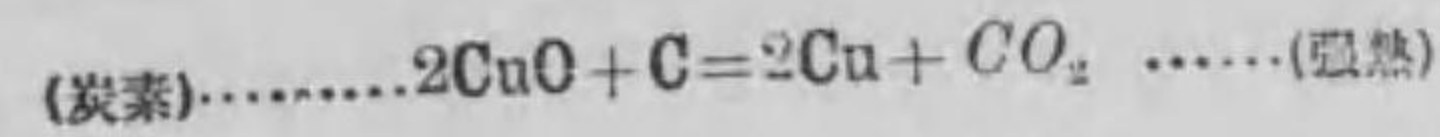
4. 銅の酸化物 $[Cu_2O]$ $[CuO]$ 酸化第一銅 $[Cu_2O]$ は褐赤色の粉末にして, 銅の比較的低温に於ける酸化によりて生じ, 又天然に赤銅礦となりて産出す。

酸化第二銅 $[CuO]$ は銅の赤熱に於ける酸化生成物にして, 黒色の脆き塊状或は粉末状をなし, 炭素若しくは水素と共に熱すれば容易に還元して銅を析出す。

(5) 銅は水銀よりイオン化し易き由り水銀イオンを還元し銅線の表面に水銀の附着するを見る。 $2Hg + Cu = 2Hg + Cu^{2+}$



第116圖—
(左) 硝酸水銀溶液に銅線を浸す。(5)
(右) 硫酸銅溶液に鐵釘を浸す。

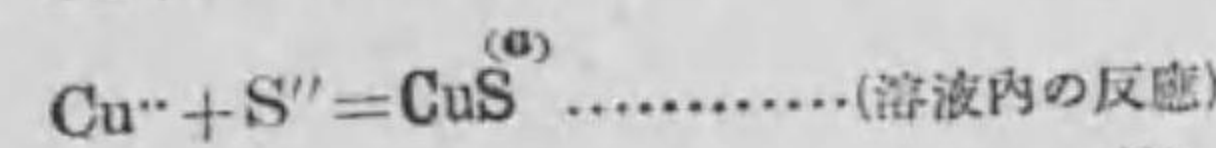
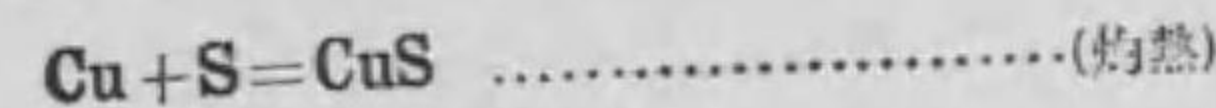


此反應に基き酸化銅は屢々有機物中の炭素及び水素を酸化するための酸化剤として用ひらる。

5. 銅の硫化物 $[Cu_2S]$ $[CuS]$ 硫化第一銅 $[Cu_2S]$ は

天然に於ては硫銅礦と呼ばれる淡黒色柱状結晶の鑛石として産出し, 硫化鐵 (Fe_2S_3) と化合して産するものは黄銅鑛 ($Cu_2S \cdot Fe_2S_3$ 即ち $CuFeS_2$) と稱する黄色の光輝ある結晶をなす。此二物質は銅の主要なる原料なり。

硫化第二銅 $[CuS]$ は銅と硫黄, 或は銅イオンと硫黄イオンとの化合によりて生ずる黒色不溶性の物質なり。

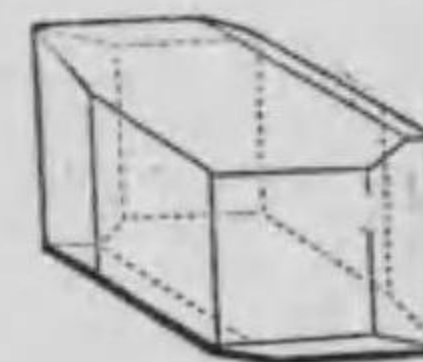
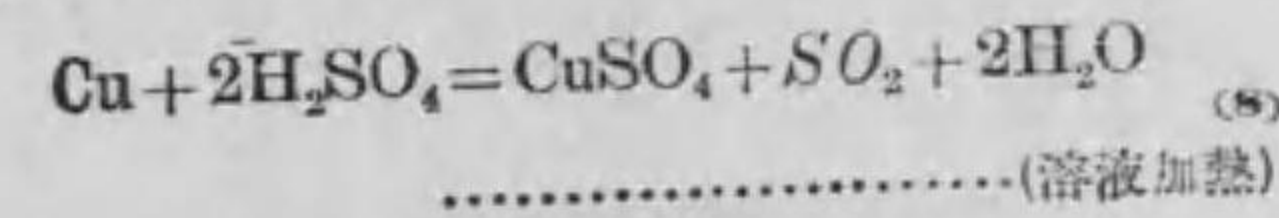


6. 硫酸銅 $[CuSO_4 \cdot 5H_2O]$ 《製法》硫酸銅は硫銅鑛を空氣

中に於て徐々に焼き, 其酸化生成物を水を以て浸出して多量に工業的に製し,



實驗室に於ては銅を濃硫酸に溶かして製す。



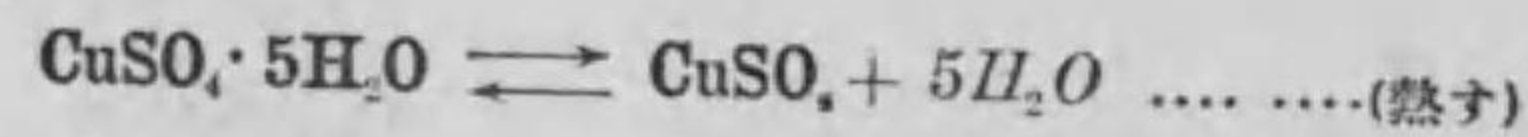
【性質】溶液より析出せる硫酸銅は5水鹽の青結晶(青色)。

(6) $CuSO_4 + H_2S = CuS + H_2SO_4$

(7) 硫化第二銅を單に硫酸銅といふ。

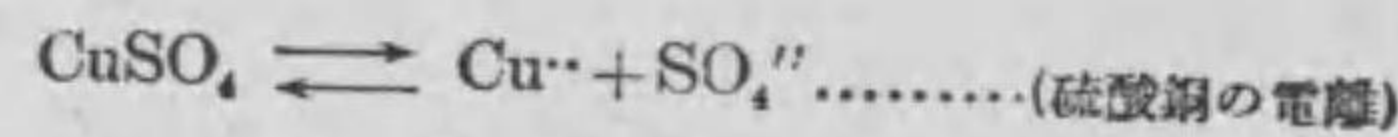
(8) 此反應は無水亞硫酸を製する目的に用ひらる (183頁)。

色稜柱状の結晶をなし、俗に膽礬⁽⁹⁾と稱せらる(着色劑)。之を熱すれば^(200°)結晶水を放出して、白色の粉末となる。此物を無水硫酸銅と名づく。

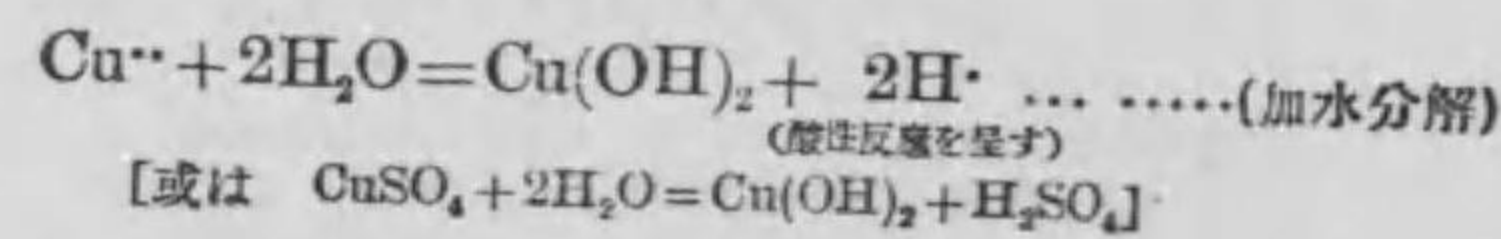


かく含水の有色結晶は概ね結晶水を失ふときは其結晶形を崩壊するのみならず、且其特殊の色をも失ふものなり⁽¹⁰⁾。無水硫酸銅は強き吸湿性を有するがため、屢々アルコール中の水分を吸収せしむるに應用せらる。

結晶硫酸銅はよく水に溶解し(溶解度は10°の時³⁵、100°の時²⁰⁰)て、青色の銅イオンを生じ、

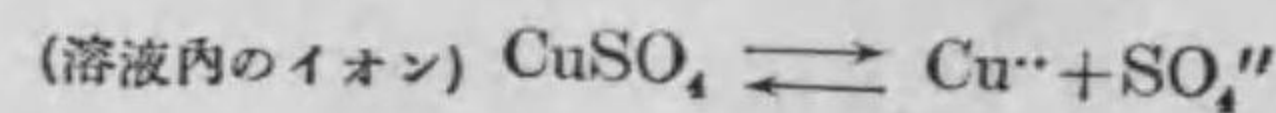


同時に僅かに加水分解して酸性を呈す。



《用途》硫酸銅は銅化合物中最も有用なるものにして、電池、電鍍用、顔料の製造、木材の防腐用に供し、又催吐劑、腐蝕殺菌劑としての醫藥たり。

7. 電 鍍 硫酸銅の溶液を銅を電極として電解するとき、陽極の銅は溶解し、陰極に銅を析出す。

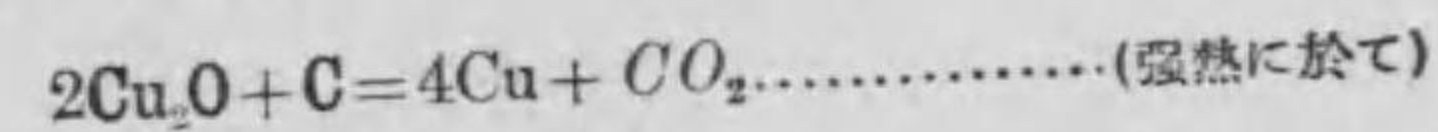


(9) 礬とは或硫酸鹽の總稱なり。

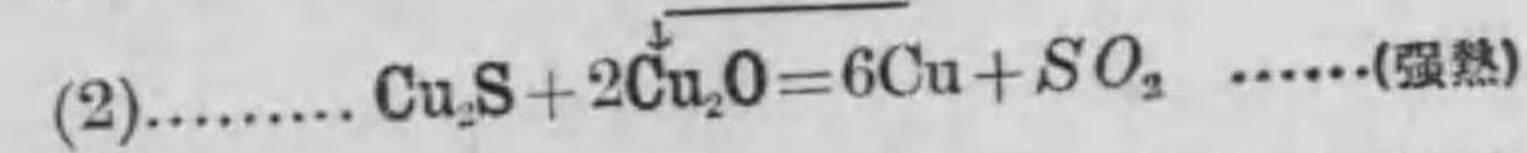
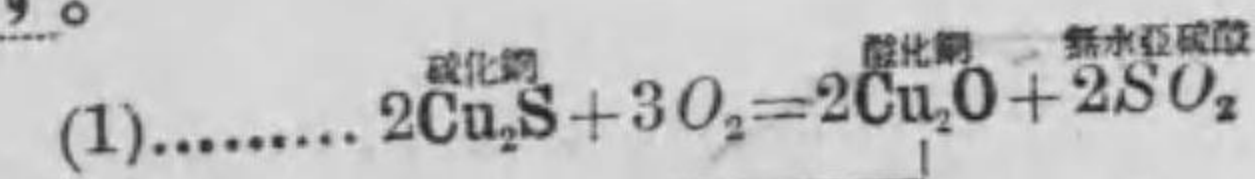
(10) コバルトの酸化物は結晶水を失ひて却て青色となる。

故に陰極に電導性物質に書畫を刻せる型を用ふれば其表面に緻密なる銅の層を生ずべく、長時間の後相當の厚さを有するに至りて之を型より剝離するときは、型と凹凸相反せる書畫を表はせる印刷用銅版を得べし。之れ恰も電流に由り低温度に於て銅版を鑄造するに異ならざるが故に、此方法を電鑄法と稱す。電鑄用の型には石墨を布けるグッタベルカ又は低温にて融解する合金(第420頁)を以てし、先づ木板に所要の書畫を刻み、此上に前者を壓しつくるか或は後者を熔かし込みて書畫を移し取り、而して電鑄終りたる後には熱して之を軟化し又は融解して銅版より除き去るなり⁽¹¹⁾。

8. 銅の冶金 自然銅は其量多からず。銅の鑛石中主要なるは黄銅鑛(Cu₂S · Fe₂S₃)、硫銅鑛(Cu₂S)、赤銅鑛(Cu₂O)にして、赤銅鑛よりは之をコークスと共に熱して容易に銅を得べく、



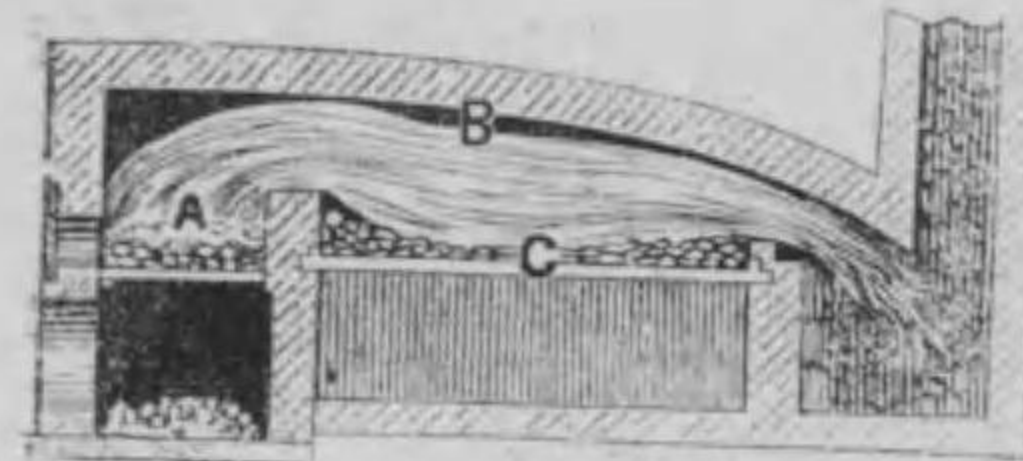
硫銅鑛は先づ之に空氣を通じて焼き、次に空氣を絶ちて強熱するときは、最初に生成せる酸化銅は未だ變化せざる硫化銅に作用して銅を遊離す。



黄銅鑛(Cu₂S · Fe₂S₃)より銅を製するには、先づ鑛石を煨焼して鐵を酸化せしめ、之を無水珪酸[SiO₂(砂)]と共に熔融し易き珪酸鐵

(11) 本書挿圖の原版は何れも電鑄によりて造りたるものなり。又銅鑄を行はんにハ Cu²⁺ の濃度小なる KCu(CN)₂ の溶液を用ふるを可とす。

(12) 銅は自然銅となりウラル、埃國等より産し、銅鑛は北米、智利、澳洲、足尾、別子より産す。

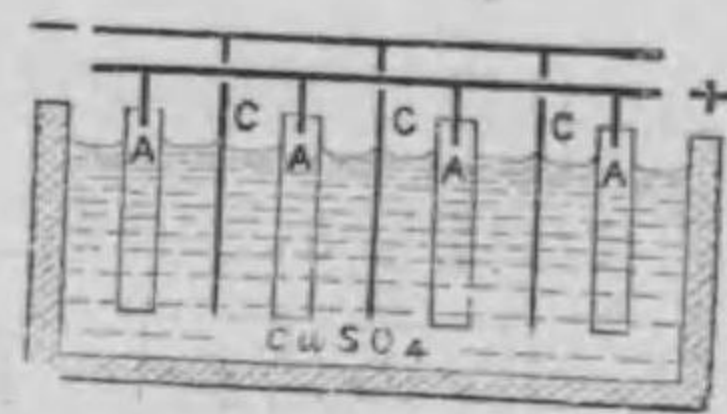


第118圖—反射爐。

(A) 石炭 (B) 反射天井 (C) 鑛石。

(FeSiO₃) に變じて除去し、同時に酸化生成せる酸化銅を未だ變化せざる硫化銅に作用せしめて銅を遊離せしむること硫化銅の場合に異ならず。かく鑛石を選完せしむるには反射爐として焰を反射せしめて鑛石を上の方より直火にて強熱し得る様に造れる竈を用ふ。

反射爐にて製せらるる銅は多少の夾雜物を含むにより、之を電解法によりて精製す。即ち此粗銅を硫酸銅の溶液に浸して陽極となし、純銅板を陰極として電流を通ずれば、陽極の粗銅は溶解し純銅となりて陰極に析出す。



第119圖—電解法によりて銅を精製す

(A) 粗銅、(C) 純銅。

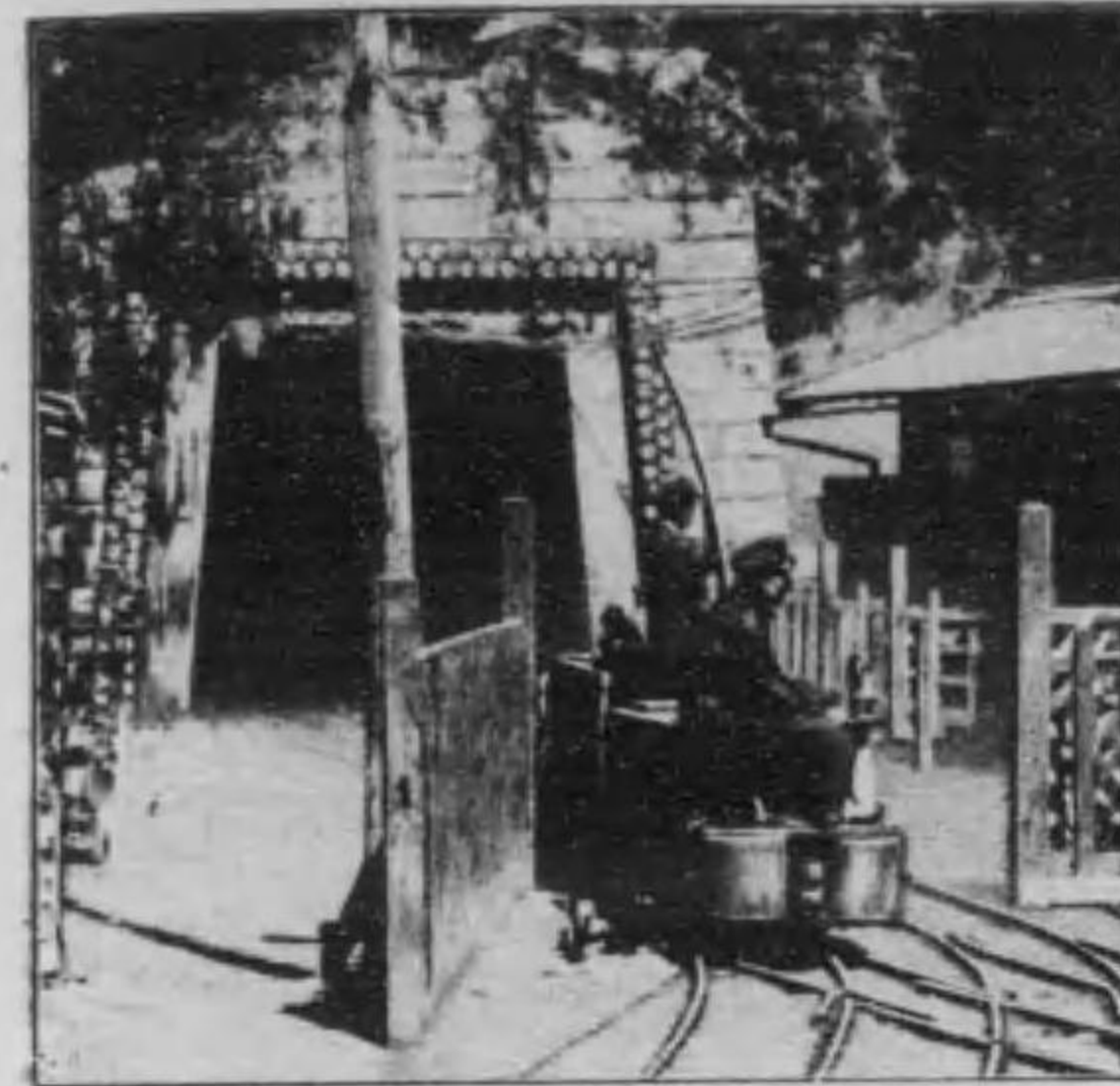
9. 摘要

銅 Cu=63.57, 原子價 1(不安定), 2(安定), 比重 8.9, 融點 1050°.

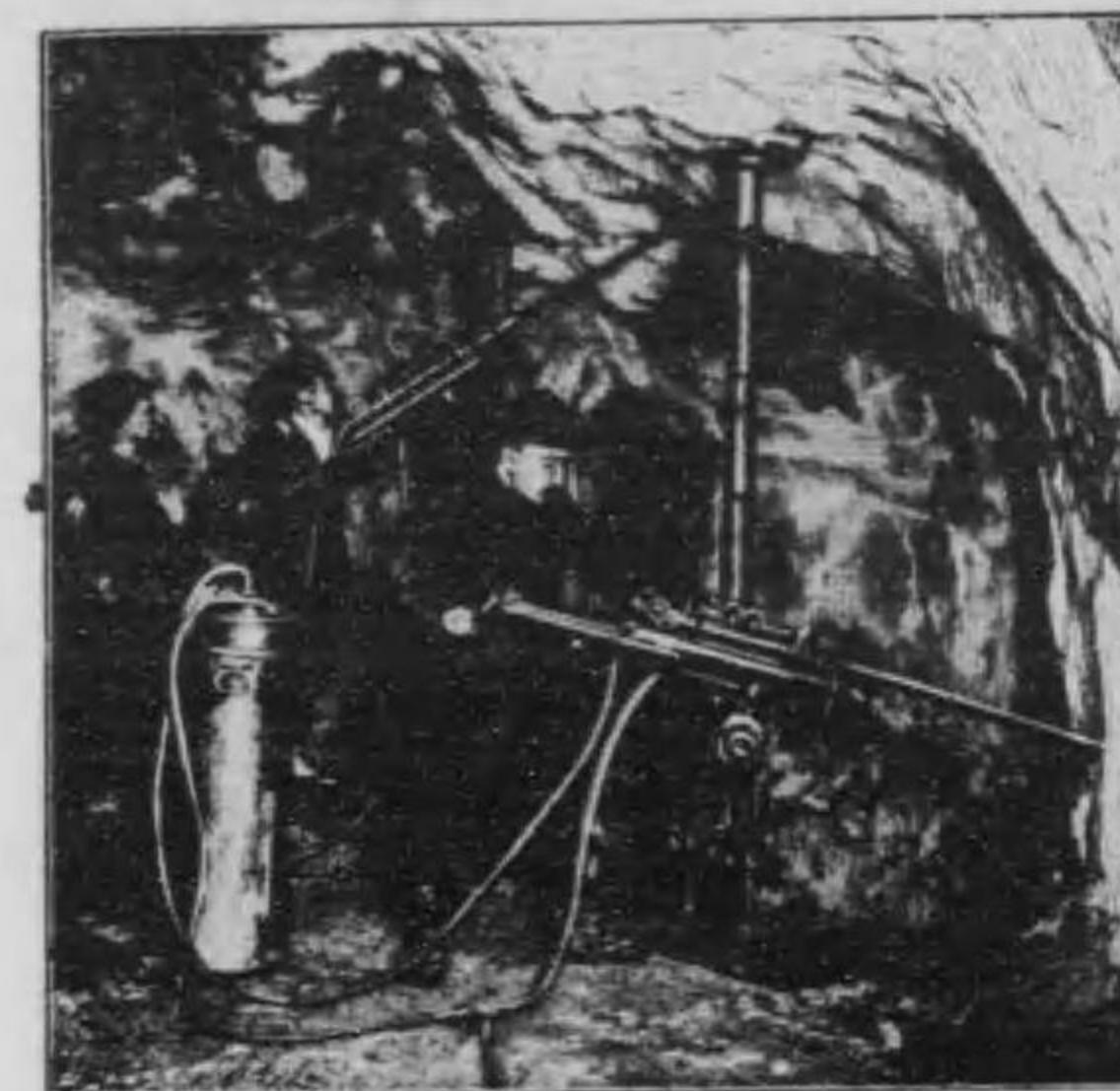
化學式	名稱	製法	性質	用途
Cu	銅 (Copper)	Cu ₂ O は C にて還元し, Cu ₂ S は Cu ₂ O にて還元す。又粗銅は電解法にて精製す。	電導性, 熱傳導性, 耐熱耐久性, 展延強韌性, 融合性に富む。酸素, 硫黃, 鹽素と化合す。酸化劑の作用するときは酸に溶解す。	電氣工業用。熱器具, 建築材, 合金。
Cu ⁺⁺	銅イオン (Cupric Ion)	銅鹽の溶解。	青色, 有毒なり。H ₂ S により CuS (黒) を沈澱し, KCN により無色の溶液 [Cu(CN) ₂] となり, NH ₄ OH により深青色の溶液を生ず。	防蝕劑。

(12) 此方法による時は銅に夾雜して存在する銀は銅は溶液内に沈澱するが故に之を捕集するを得。此精製法は又金, 銀, 鐵, 亜鉛, 錫, ニッケル, 鋅, カドミウム等に利用せらる。

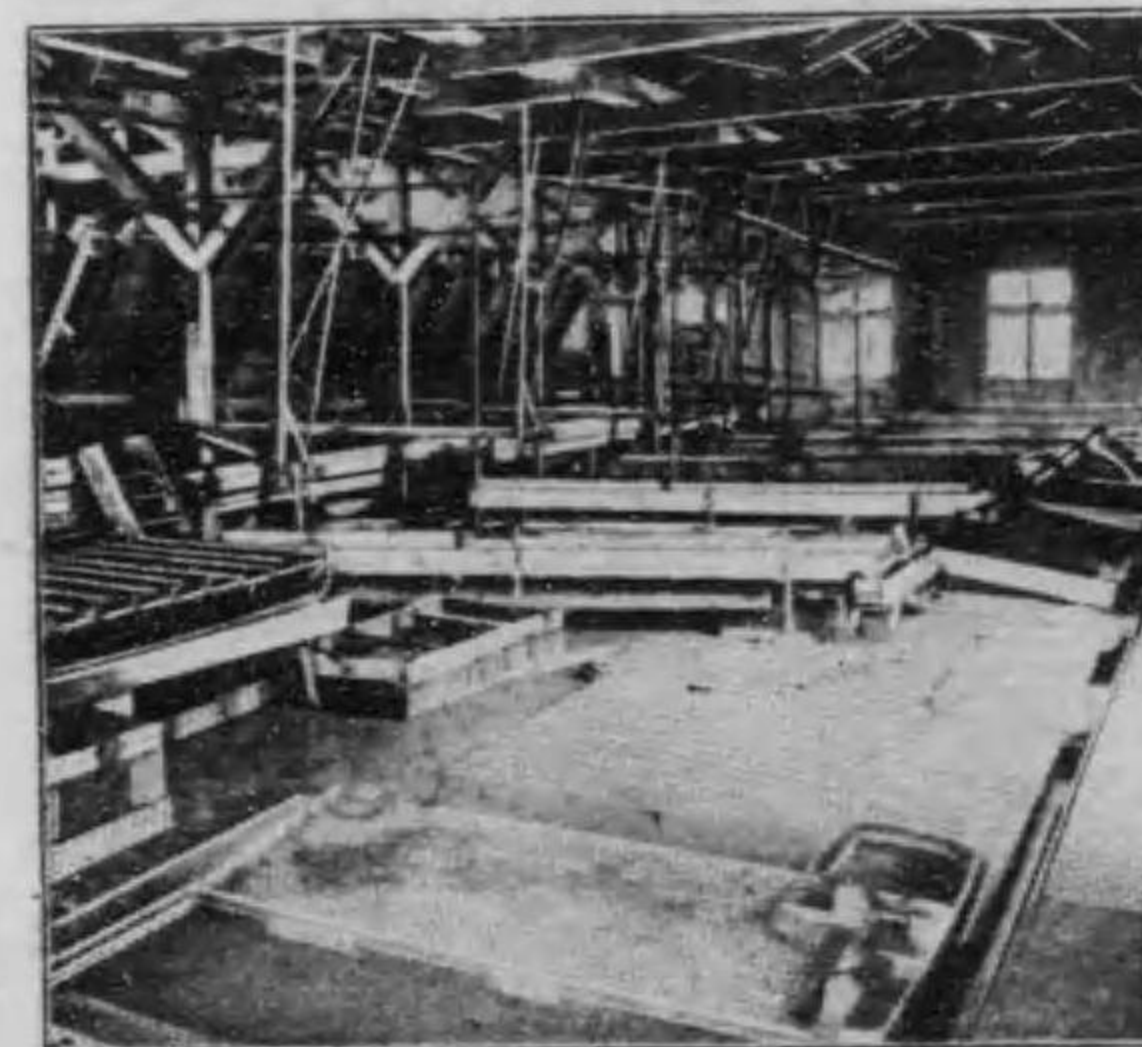
製



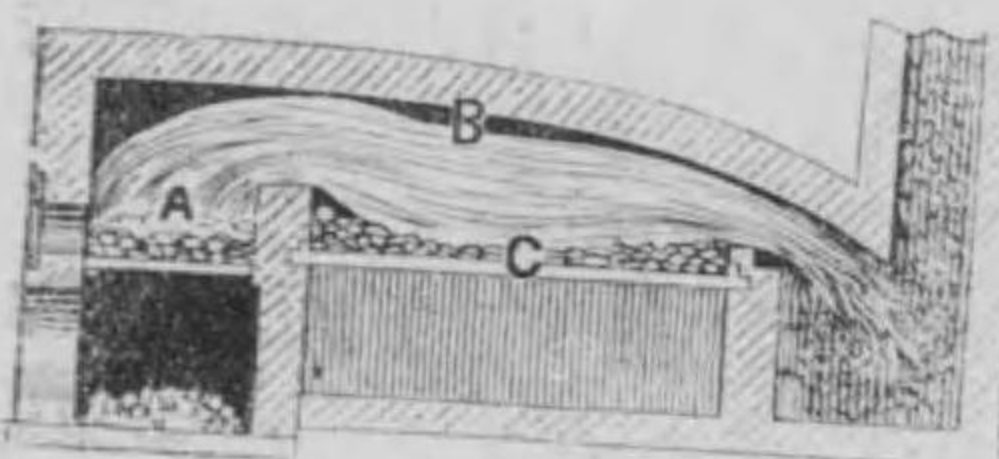
1. 坑口



2. 鑿岩機



3. 選礦機

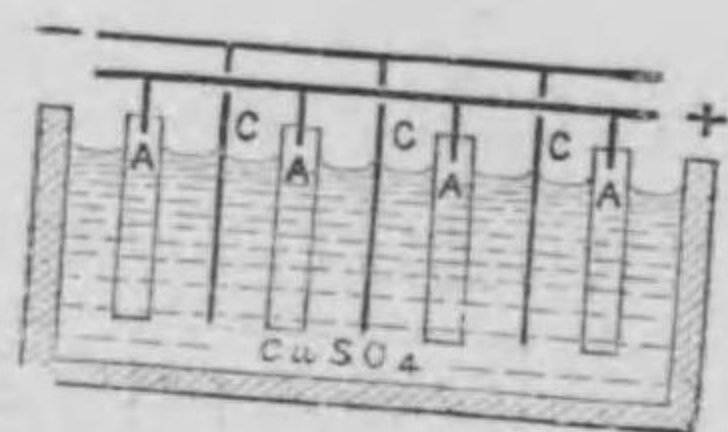


第118圖 反射爐

(A) 石炭 (B) 反射天井 (C) 鑛石

(FeSiO₃) に變じて除去し、同時に酸化生成せる酸化銅を未だ變化せざる硫化銅に作用せしめて銅を遊離せしむること硫化銅の場合に異ならず。かく鑛石を還元せしむるには反射爐として焰を反射せしめて鑛石を上の方より直火にて強熱し得る様に造れる竈を用ふ。

反射爐にて製せらるる銅は多少の夾雜物を含むにより、之を電解法によりて精製す。即ち此粗銅を硫酸銅の溶液に浸して陽極となし、純銅板を陰極として電流を通ずれば、陽極の粗銅は溶解し純銅となりて陰極に析出す。⁽¹¹⁸⁾



第119圖 電解法によりて銅を精製す

(A) 粗銅, (C) 純銅

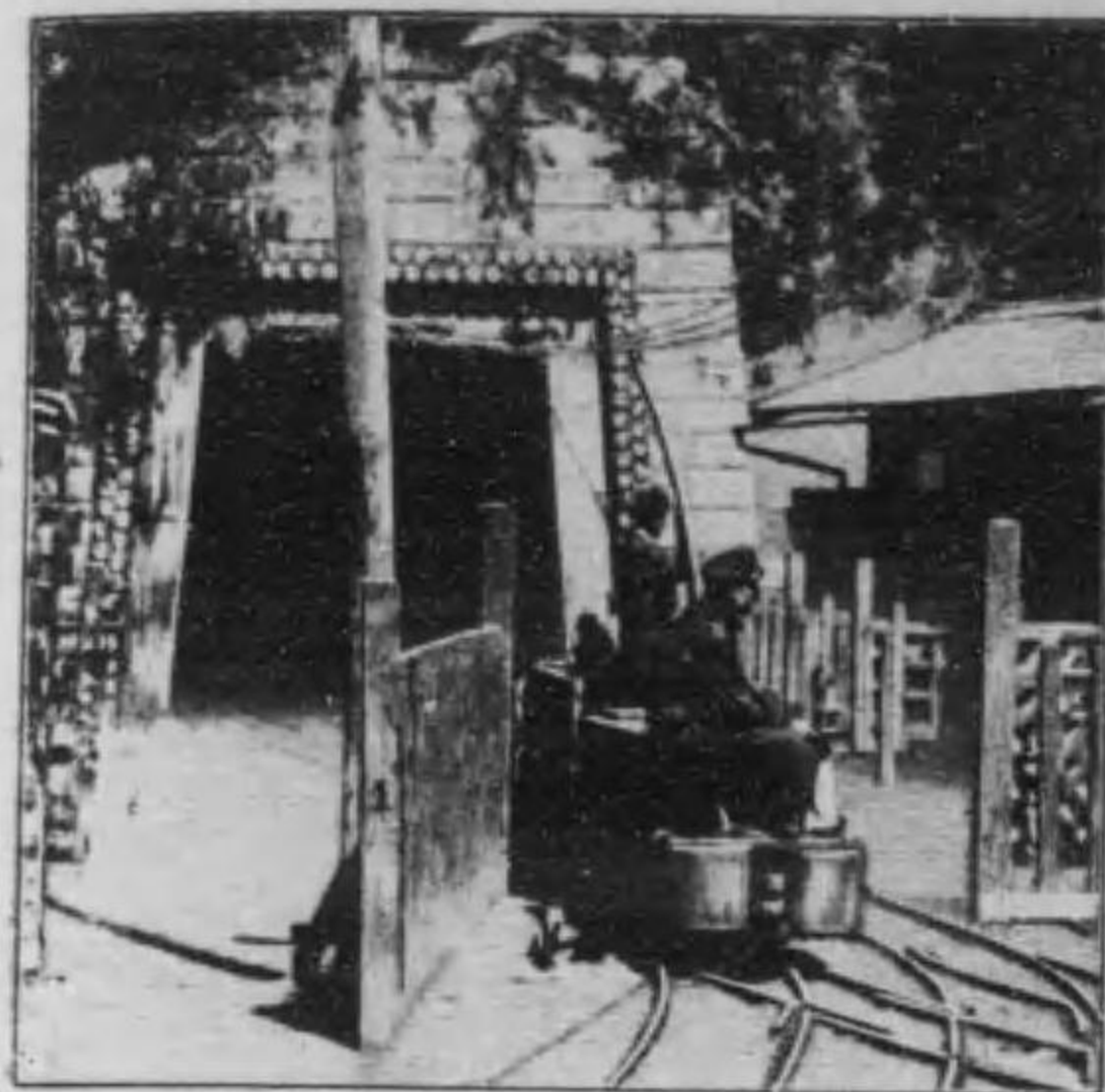
9. 摘要

銅 Cu=63.57, 原子價 1(不安定), 2(安定), 比重 8.9, 融點 1050°

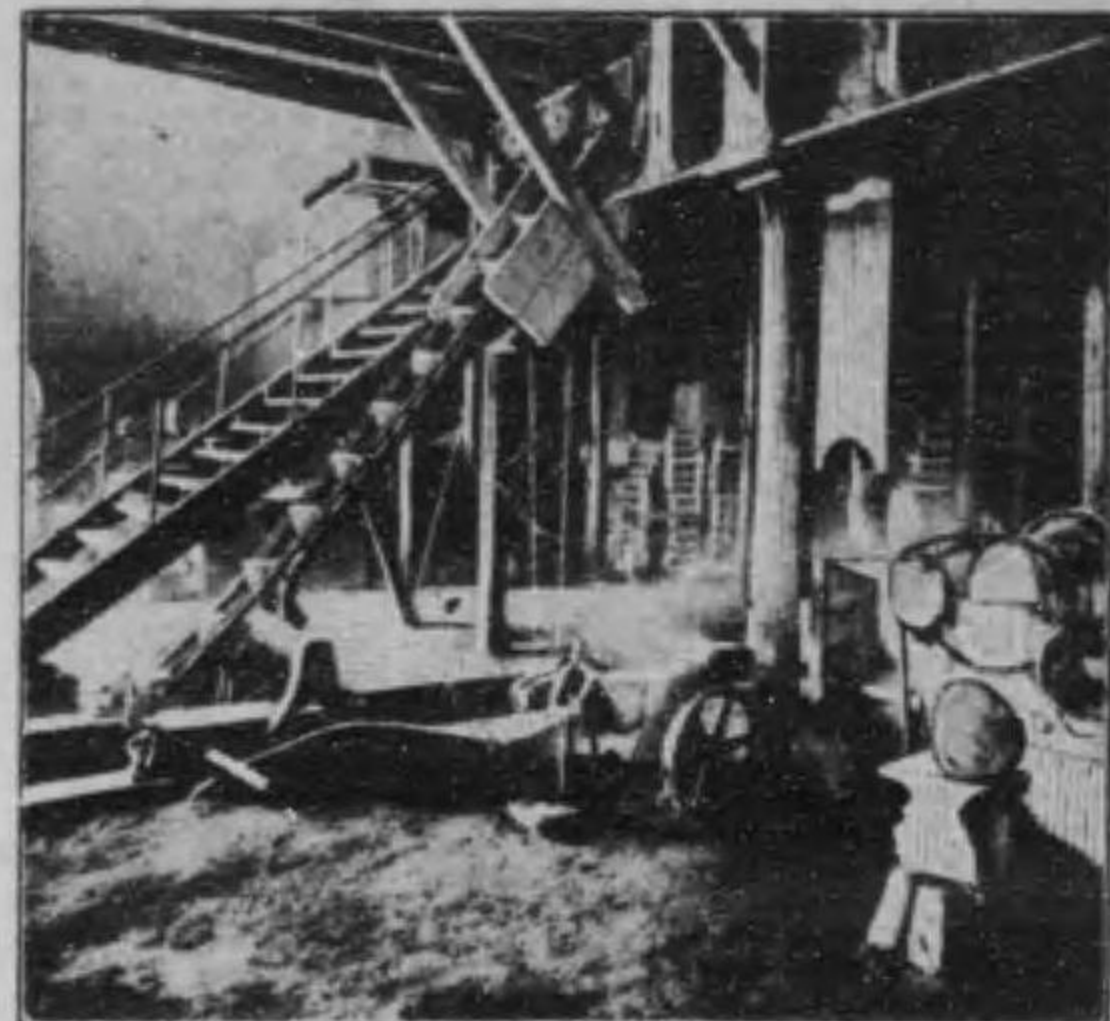
化學式	名稱	製法	性質	用途
Cu	銅 (Copper)	Cu ₂ O は C にて還元し, Cu ₂ S は Cu ₂ O にて還元す。又粗銅は電解法にて精製す。	電導性, 熱傳導性, 耐熱耐久性, 展延強靱性, 融合性に富む。酸素, 硫黄, 鹽素と化合す。酸化劑の作用するときは酸に溶解す。	電氣工業用。熱器具, 建築材, 合金。
Cu ⁺	銅イオン (Cupric Ion)	銅鹽の溶解。	青色, 有毒なり。H ₂ S により, CuS (黒) を沈澱し, KCN により無色の溶液 [Cu(CN) ₂] となり, NH ₄ OH により深青色の溶液を生ず。	防腐劑。

(118) 此方法による時は銅に夾雜して存在する金属は溶液内に沈澱するが故に之を捕集するを得。此精製法は又金, 銀, 鐵, 錳, 錫, ニッケル, 鋅, 鉛, カドミウム等に利用せらる。

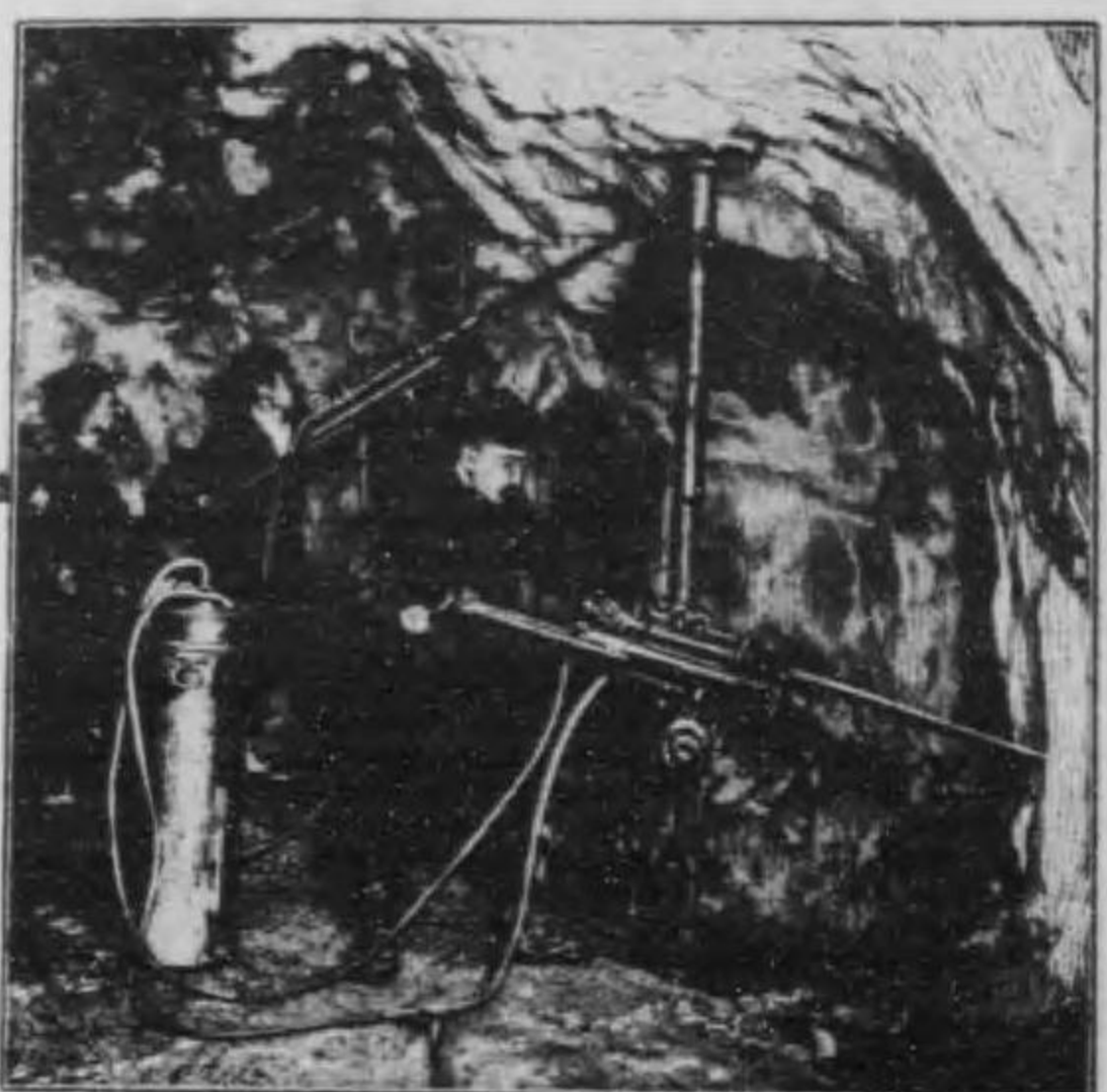
製 銅



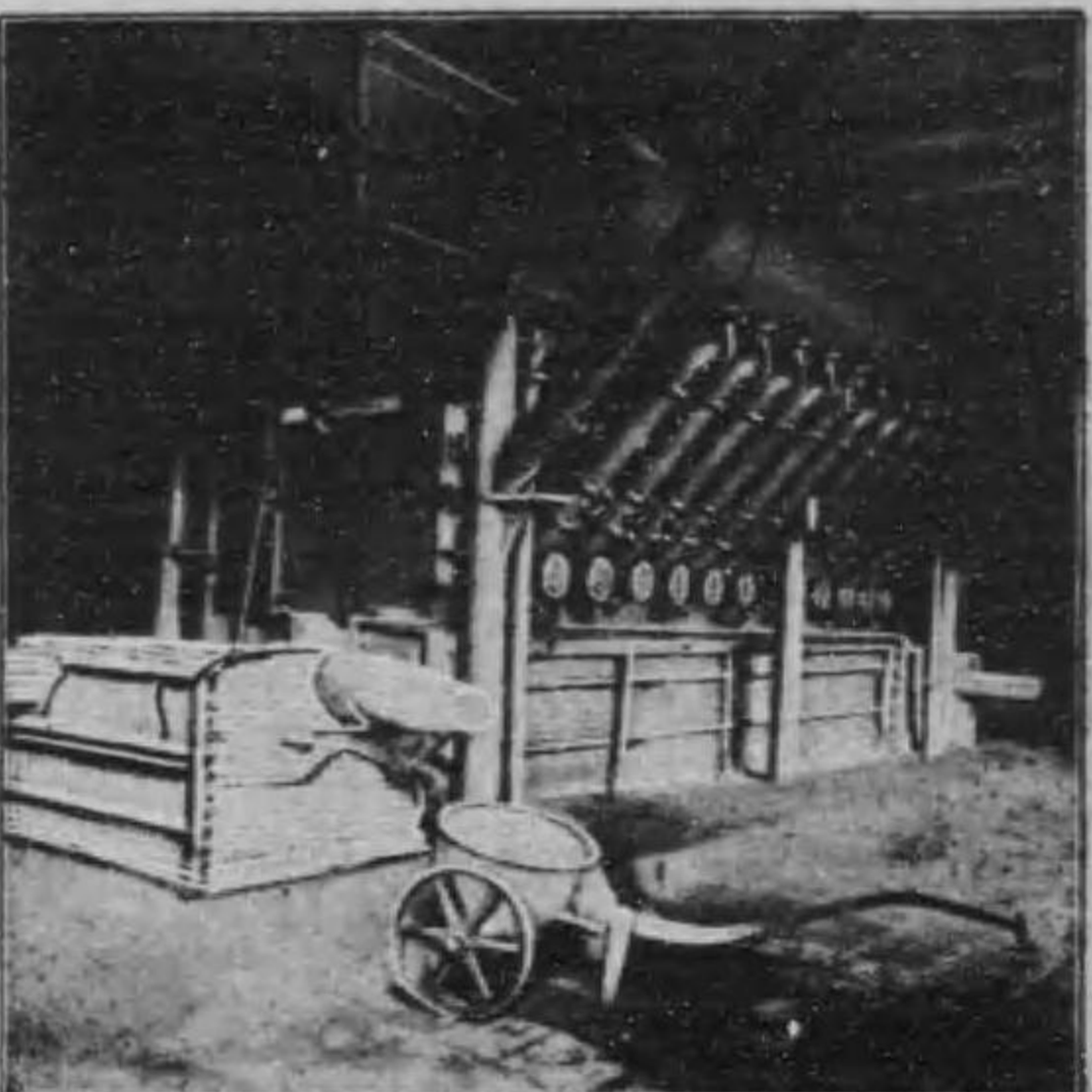
1. 坑口



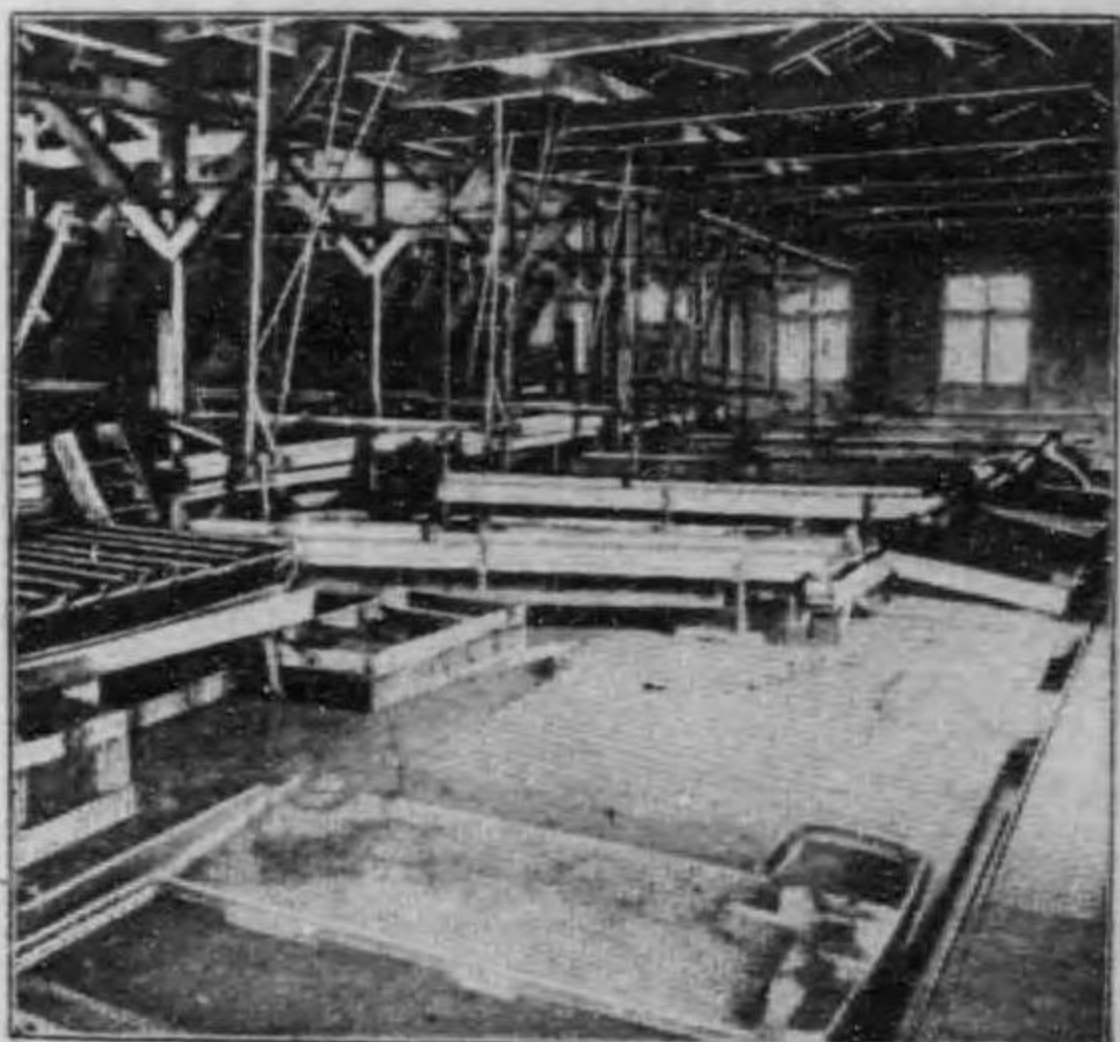
4. 鼓風機



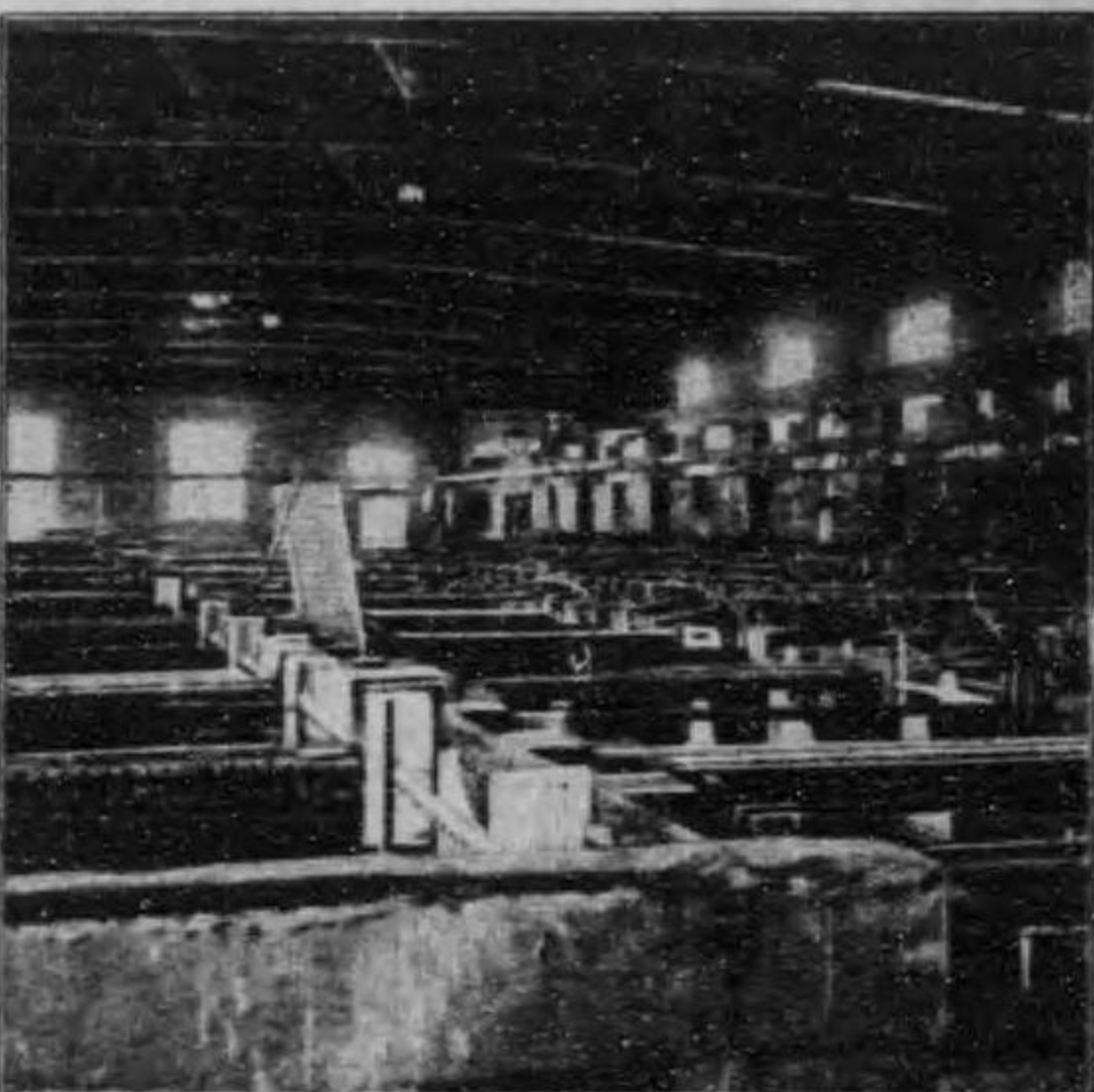
2. 鑿岩機



5. 溶鑛爐



3. 選鑛機



6. 電氣精銅機 (369頁参照)

$\text{Cu}(\text{CN})_2'$	銅シヤン=イオン (Cuprous Cyan Ion)	Cu^{+} に過量の KCN を加ふ。	無 色	電鍍用。
Cu_2O	酸化第一銅 (赤銅鐵) (Cuprous Oxide)	銅を空氣中にて微熱す。 (天然に産す)	赤色粉末。 水に不溶。	酸化剤。 製銅用。
CuO	酸化第二銅 (黑色酸化銅) (Cupric Oxide)	銅を空氣中にて強熱す。	・黑色固體。 水に不溶。	酸化剤。
Cu_2S	硫化第一銅 (硫銅鐵) (Cuprous Sulphide)	(天然に産す)	暗色固體。	製銅用。
$\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Fe}_2\text{S}_2$	黄銅鐵 (Copper Pyrite)	(天然に産す)	黄黑色結晶。	製銅用。
$\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$	鹽基性炭酸銅 (綠青) (孔雀石) (Copperbasic carbonate)	濕ひたる空氣中にて銅より生ず。 (天然に産す)	綠青色の固體。 酸に可溶。	顔 料。 製銅用。
$\text{CuSO}_4 \cdot (5\text{H}_2\text{O})$	硫酸銅 (膽礬) (Cupric Sulphate)	銅を硫酸に溶解す。硫化銅を燒きて水にて抽出す。	青色結晶。無水なるは吸濕性あり。水に溶けて Cu^{+} を造る。	電池, 電鍍, 電鑄, 醫藥。
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot (3\text{H}_2\text{O})$	硝酸銅 (Cupric Nitrate)	銅を硝酸に溶解す。	青色の結晶。 水に可溶。	—
CuCl	鹽化第一銅 (Cuprous Chloride)	—	白色不溶性の固體。	—
$\text{CuCl}_2 \cdot (2\text{H}_2\text{O})$	鹽化第二銅 (Cupric Chloride)	銅と鹽素とを化合せしむ。	淡青色の結晶。 水に可溶。	—

10. 問 題 1.* 銅を黄銅鐵より製するときの化學變化を述べよ。 (370 頁)

2.* 銅の性質と銀の性質との異同を比較せよ。

解 類似せる點 (1) 物理的には展延性に富み、熱及び電氣の良導體なること、

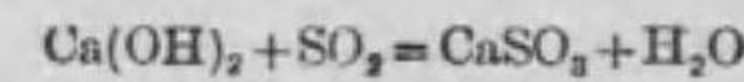
- (2) 化学的には常温にて酸化し難きこと、
 (3) 硫黄に作用せらるゝこと、
 (4) 鹽酸及び稀硫酸に侵されず濃硫酸に作用せらるゝこと。

異なる點 (1) 銅は赤色、 Cu^{2+} イオンは青色なれど、銀は白色、其イオンの藍色なること、

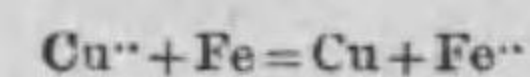
- (2) 銅は空氣中にて熱すれば酸化するも、銀は強壓の下にあらざれば酸化せざること等なり。

3.* 煙害及び鑛毒とは如何なるものの作用なりや、又これを防ぐには如何にすべきか。

解 煙害とは銅の冶金工場より發する硫黄の酸化生成物たる無水亞硫酸が附近の植物を枯死せしむる事にして、之を防ぐため反射爐より生ずる無水亞硫酸を石灰水を雨下せしめたる長き煙道に導きて吸収せしむ。



又鑛毒とは銅鑛を粉碎洗滌するときに生ずる Cu^{2+} が河水に混じて農作物を害ふことにして、鐵屑によりて之を除去す。



4.* 銅の主要なる合金及び其性質用途を問ふ。 (364 頁)

5.* 硫酸銅の製造法及び其性質を詳述せよ。 (368 頁)

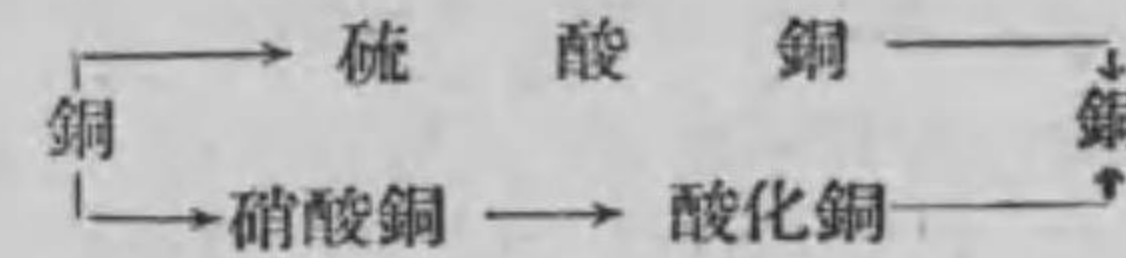
6.* 硫酸銅の溶液に次の物質を加へたときの化學變化如何。

アムモニア水、鹽化バリウム、シヤン化カリウム、硫化水素。

- 解** 1. $\begin{cases} \text{CuSO}_4 + 2\text{NH}_4\text{OH} = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \\ \text{CuSO}_4 + 4\text{NH}_4\text{OH} = \text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \end{cases}$
 2. $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{CuCl}_2 + \text{BaSO}_4$
 3. $2\text{CuSO}_4 + 6\text{KCN} = 2\text{KCu}(\text{CN})_2 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{C}_2\text{N}_2$
 4. $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4$

7.* 銅鹽を簡単に鑑識する方法如何。 (366 頁)

8.* 次の圖式に於ける矢の方向に従ひ順次に各物質の生成せらるべき化學反應式を記せ。



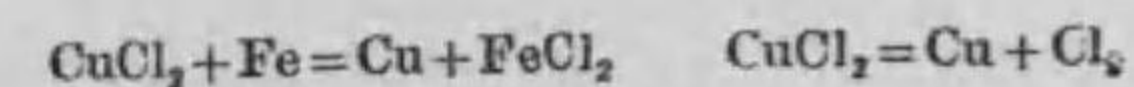
- 解** (1) 銅 \rightarrow 硫酸銅
 $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 (2) 硫酸銅 \rightarrow 銅
 CuSO_4 (溶液として) + $\text{Fe} = \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
 (3) 銅 \rightarrow 硝酸銅
 $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
 (4) 硝酸銅 \rightarrow 酸化銅
 $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
 (5) 酸化銅 \rightarrow 銅
 $\text{CuO} + \text{C} = \text{Cu} + \text{CO}$

9.* 銅族元素の最も普通なる鹽類各一つの分子式用途を記せ。

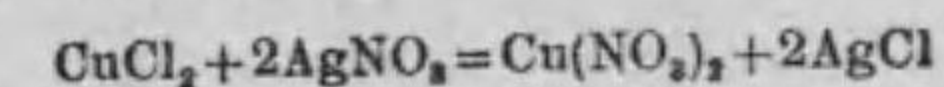
解 銅族元素を本書の如く銅、水銀、銀とするも可なれど、元素週期表に従ひ、銅、金、銀とするも可なり。而して其等の鹽類につきては CuSO_4 、 AgNO_3 、 HAuCl_4 (HgCl_2) を擧ぐべし。

10.* 鹽化銅の水溶液より金屬銅を析出せしむる方法及び鹽化銅水溶液より硝酸銅水溶液を造る方法如何。

解 (1) 鹽化銅水溶液より銅を析出せしむるには、之に鐵を投ずるか、又は之を電解すべし。



(2) 鹽化銅より硝酸銅を製するには之に硝酸銀を加へ



析出する鹽化銀を濾し去るべし。

11. 酸化第二銅 40 瓦に水素を通じつつ熱したるに、銅の 31.9 瓦を生じたり。銅の原子量を求む。

解 方程式 $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ に於て、銅の原子量を x とせば、 $\text{O} = 16$ なるが故に、 $\text{CuO} = x + 16$ より $\text{Cu} = x$ を得べきにより、次の比例式あり。

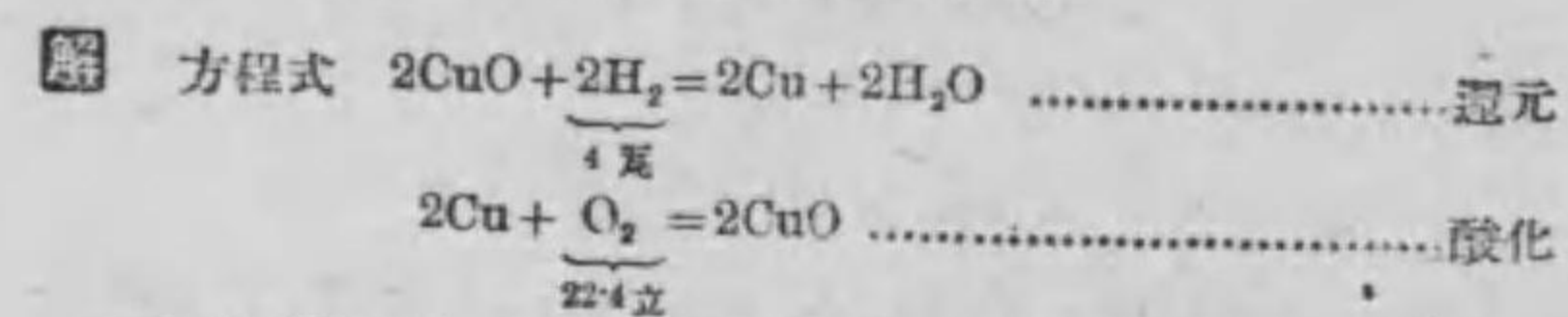
$$x : x + 16 = 31.9 : 40 \quad \therefore x = 63 \quad \text{答 } 63$$

12. 銅を濃硫酸に溶解して膽礬の100瓦を製せんには、銅及び硫酸の各幾瓦を要するか。 答 銅 38.7瓦 硫酸 123.3瓦

13. 前問の膽礬に硫化水素を通ずれば幾瓦の硫化銅を沈澱するか。 答 60瓦

14. 膽礬 2.3瓦中の結晶水の重量を求む。 答 0.8瓦

15. 水素 10瓦を用ひて酸化銅より還元したる銅を再び酸化せしむるには幾立の酸素を要するか。



の如く $2\text{H}_2 = 4$ 瓦により還元せらるる銅は $\text{O}_2 = 22.4$ 立の酸素にて酸化せらるるが故に、10瓦の水素にて還元したる銅を酸化するには次の酸素を要す。

$$22.4 \text{立} \times \frac{10}{4} = 56 \text{立} \quad \text{答 } 56 \text{立}$$

16.* 黄銅鑛 2.5瓦を分析して酸化銅 0.3129瓦を得たり。此鑛石中の銅の百分率を求む。

解 酸化銅 $\text{CuO} = 79.6$ 中に $\text{Cu} = 63.6$ を含むべきが故に酸化銅の 0.3129瓦を生ずべき銅の重量は

$$0.3129 \text{瓦} \times \frac{63.6}{79.6} = 0.25 \text{瓦}$$

此銅は鑛石 2.5瓦中に含まるるが故に、黄銅鑛 100分中に含まるる銅の重量は

$$(0.25 \div 2.5) \times 100 = 10 \quad \text{答 } 10\%$$

17.* 濃度 0.7モルなる硫酸第二銅溶液 50 c.c. 中には幾瓦の銅を含有するか。

解 硫酸第二銅の一モル CuSO_4 中には銅の $\text{Cu} = 63$ 瓦を含有す。故に 0.7モルの濃度の液 50 c.c. 中に含まるる銅の量は

$$63 \text{瓦} \times 0.7 \times \frac{50}{1000} = 2.2 \text{瓦} \quad \text{答 } 2.2 \text{瓦}$$

Handwritten signature or mark

第二 金属の二

第一章 鐵 族 (多くは稀薄なる鐵に溶解す)

第一節 鐵

1. **鐵の物理的性質** 【Fe】 (性状) 鐵は⁽¹⁾灰白色の金属にして、(1) 延性に富みその針金は強靱にして牽引に耐ふること金属中第一位にあり。(2) 融點は銅より遙かに高きも、赤熱 (600°) に於て著しく柔軟となる特性を有するが故に、加工極めて容易なり。(3) 鐵は又金属中最も磁氣に感ずる性強し。

《鐵と炭素》鐵の物理的の諸性質は其中に混ぜる少量の炭素により著しく影響せらるるものにして、其量の多少に随つて之を鑄鐵、鋼、鍊鐵の三種に分つ。

鍊鐵は炭素の含量 0.5%以下にして、その性質殆んど純鐵に異なることなく、(1) 強靱にして延性に富み、(2) 赤熱に於て軟化するため容易に所要の形を附與し又⁽²⁾鍛接するを得べく、(3) 磁氣を感受するも之を保存する性を缺く。

鋼は炭素の含量 1%内外にして、(1) 赤熱に於て軟化するは

(1) 鐵器はピラミッドより發見せられしを見れば史前より用ひられたるもの如し。されど之を鑛石より製せしは銅より遅きが如し。古は鐵を⁽²⁾ (軍神の鎗を意味す)にて表はせり。

(2) 鐵を鍛接するには其酸化物を溶解するため接合面に礫砂を入るるを要す。

Handwritten mark

鍊鐵に同じく、(2) 融點は純鐵より著しく低きを以て鑄造も亦容易なり。(3) 然れども鋼の殊に著しき一特性は赤熱せるものを急冷せば甚だ硬度を増加し、再び之を適度の溫度に熱したる後放冷するときは任意の硬度に減じ同時に甚だ弾性を増加するにあり。

(4) 鋼は又よく磁氣に感じ之を保存する性を有す。

鑄鐵は炭素の含量4%内外に及ぶ鐵にして、融點最も低し。此鐵は製鐵の際最初に得られ、其際急冷せしものは鐵と炭素との化合物を含みて白色を呈し、徐々に冷却せしものは石墨を析出して灰色を呈す。故に前者を白鉄、後者を灰鉄と稱して區別することあり。

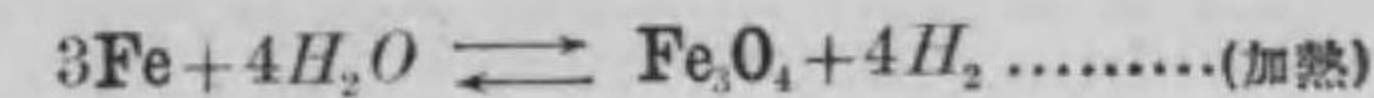
《鐵の合金》鋼に8%のマンガン或は1%のクロムを混じたるものは硬度甚だ大きく、鍊鐵に3%のニッケルを混じたるものは強靱にして弾性に富む。されど硫黄或は燐を混ぜる鐵は脆弱にして全く實用に適せざるなり。

2. **鐵の化學的性質** 《原子價》鐵は二價及び三價の元素にして、第一化合物及び第二化合物を造る。前者は概ね空氣中に於て酸化して第二鐵に變じ易く、後者は概ね安定なり。

《酸化》鐵は常溫に於ては全く乾燥せる空氣中にあつては變化することなきも、濕氣及び無水炭酸を含む空氣の作用を受ければ、水酸化第二鐵[Fe(OH)₂]を主成分とする赤褐色粗糙なる銹を生ず。従つて鐵器は油を塗布し、或は錫若くは亞鉛を鍍し、又は四三酸化鐵の薄層を以て其表面を被ひ、以て空氣の接觸を防ぐにあらざれ

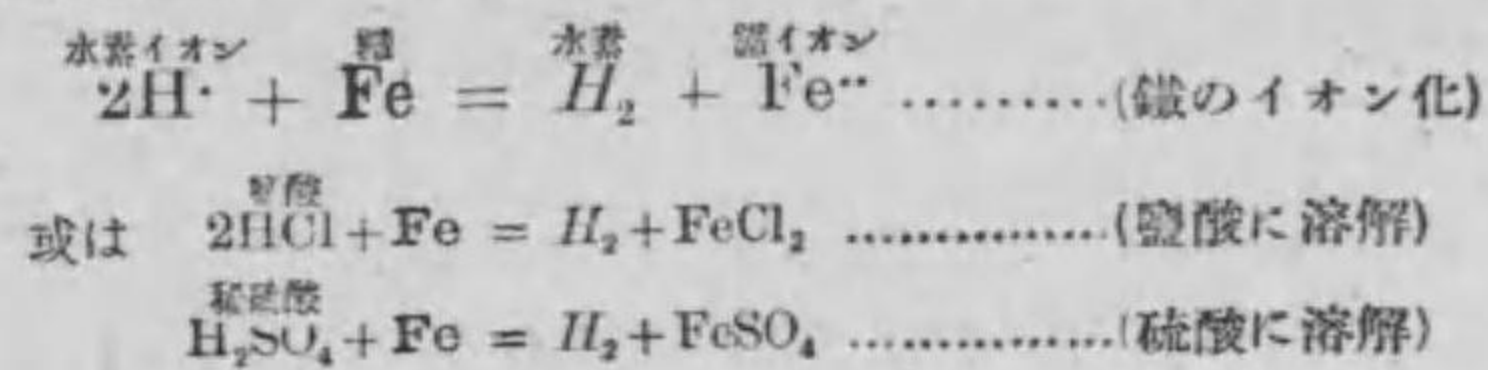
(*) 此操作を焼きを戻すと稱す。

ば次第に腐蝕せらる。上に云へる四三酸化鐵とは鐵の高温に於て生ずる黒紫色の酸化物のことにして、赤熱せる鐵器に水蒸氣を通じて其表面に生成せしむるを得。



此反應は又鐵が酸化物(水)中の酸素成分を奪取することを表はすものにして、従つて鐵が銅よりも著しく酸化し易きを知るに足るべし。

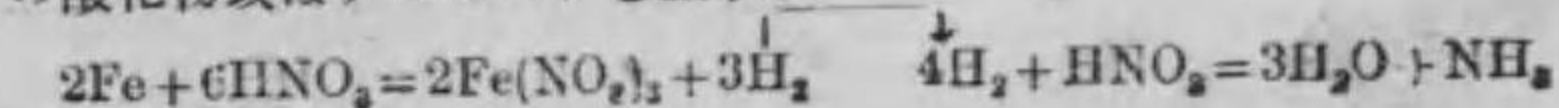
《酸に溶解》鐵は銅族元素と大に異なりてイオン化傾向は水素より大なるが故に、稀薄なる酸類に作用して水素イオンを驅出し、自らイオン化して溶解す。而して此際先づ第一化合物を生ず。



濃硫酸の如き水素イオンに乏しき酸は却て鐵を侵すこと難し。

3. **鐵の用途** 鐵は(1) 強靱なること、(2) 赤熱に於て軟化すること、(3) 加熱冷却の操作により任意の硬度及び弾性を附與し得ること、(4) 産額多くして價格の低廉なることにより、廣く機械工業に使用せらる。例へば鋼は刃物、甲鐵板、銃砲、鐵軌、機械、建築材料、針金等に供し、鑄鐵は鐵管、鐵柱、器械、器具の鑄造となし、鍊鐵は一時的に感磁性あるを以て、電氣器械の電極に用ひらる。ニッケル鋼、クロム鋼も亦用途廣し。されど純鐵は

(*) 鐵を硝酸に溶解するときは硝酸鐵と水素とを生ずべきも、水素は硝酸を還元し窒素ノ酸化物或はアムモニアを生ず。



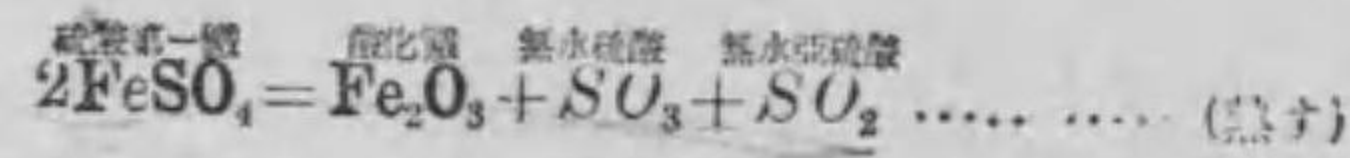
却つて用途狭く鐵粉として貧血症に藥用せらるるに過ぎざるなり。

4. **鐵イオン** [Fe²⁺][Fe³⁺] 第一鐵イオン及び第二鐵イオンは何れも殆んど無色にして次の反應を呈す。

—	赤血鹽 [Fe(OH) ₃] ⁽⁵⁾	チオシヤン化加里 (SCN ⁻)
Fe ²⁺	青色沈澱 {Fe ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ } を生ず。	變化なし。
Fe ³⁺	沈澱なく、溶液は暗褐色を呈す。	血赤色 {Fe(SCN) ₃ } を呈す。

此反應は常に第一鐵鹽と第二鐵鹽とを區別するに用ひらる。⁽⁵⁾

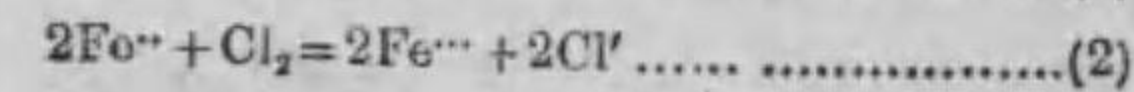
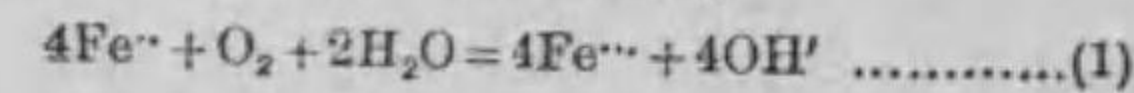
5. **鐵の酸化物** [Fe₂O₃][Fe₃O₄][Fe(OH)₃] 酸化第二鐵 [Fe^{III}₂O₃] は赤鐵礦となりて多量に産出し、又硫酸第一鐵を燒きて之を製す。



此物は赤色不溶性の粉末にして、俗に**ベンガラ**(^{天産のものは}代赭と稱す)と稱して顔料となし、又油と練り眞鍮磨きの名を附して硝子又は金属を磨くに用ひらる。

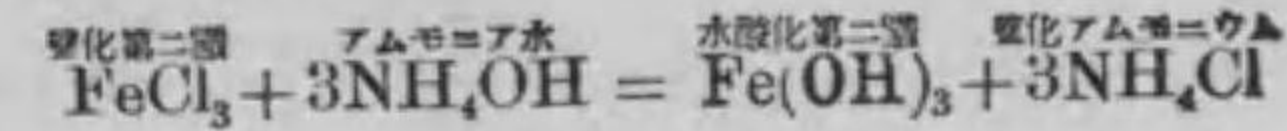
四三酸化鐵 [Fe₃O₄] は酸化第一鐵と酸化第二鐵の化合せる如き形式 FeO·Fe₂O₃ を有する酸化物にして、天然に産し、又鐵が高温に於て酸化するか、水を分解するとき生ず。質緻密なるが故に、鋸、銃身、ペンマイ等の如き油或は亞鉛等にて防銹し難

⁽⁵⁾ 第一鐵イオンに硝酸(酸化劑)を加へて熱するか、或は鹽素(漂白粉を用ふ)を作用せしむれば酸化して第二鐵イオンに變ず。

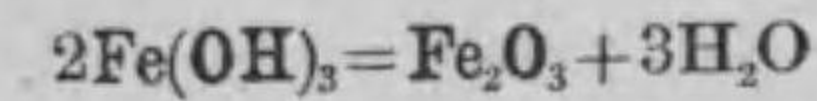


き鐵器を保護するため、其等の表面に生成せしむ(第376頁)。

水酸化第二鐵 [Fe(OH)₃] は第二鐵鹽の溶液にアルカリを加へて生ずる褐色の沈澱にして、

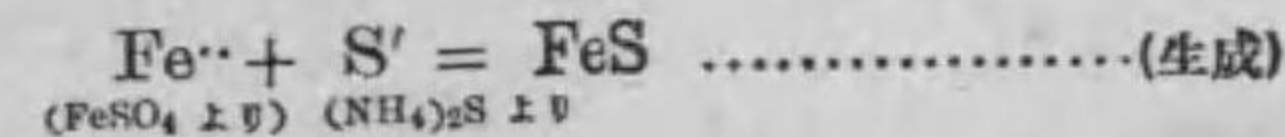
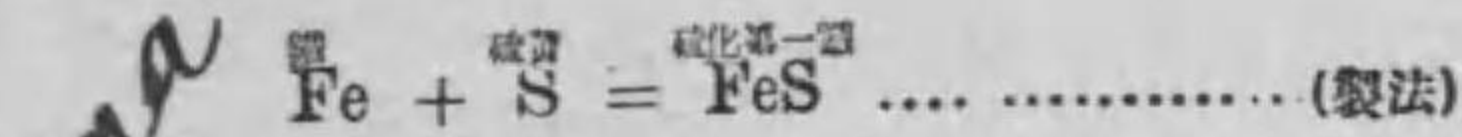


乾燥すれば、水を失ひて酸化第二鐵に變ず。

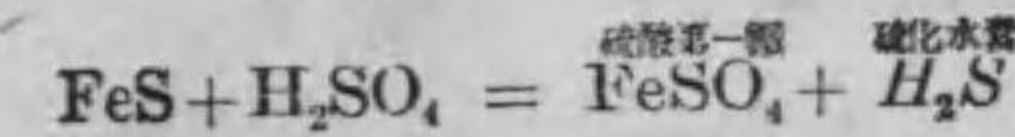


鐵材の表面に生ずる赤銹は略 2Fe₂O₃·3H₂O なる組成を有する粗鬆質の物質なり。

6. **鐵の硫化物** [FeS][FeS₂] 硫化第一鐵 [FeS] は第一鐵の酸化物 Fe^(O) に相當する組成を有する硫化物なるも、彼の不安定なるに似ず頗る安定にして、赤熱せる鐵に硫黃を作用せしめて多量に製出し、鐵イオンに硫化アムモニウムを加ふるときにも亦之を生成す。



硫化第一鐵は黑色金属様の塊にして、水に溶解せず。稀薄なる酸類に溶解すれば第一鐵鹽と硫化水素とを生ず⁽⁷⁾(第179頁)。

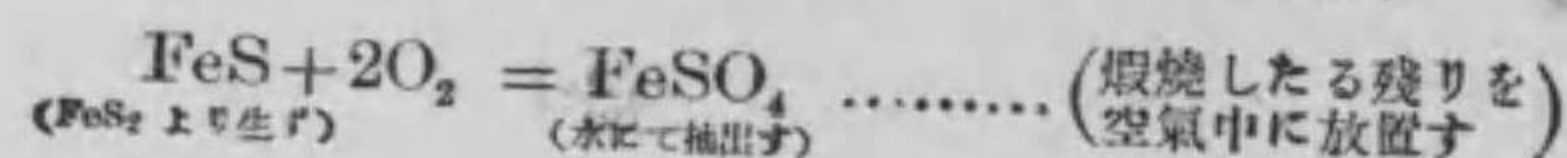
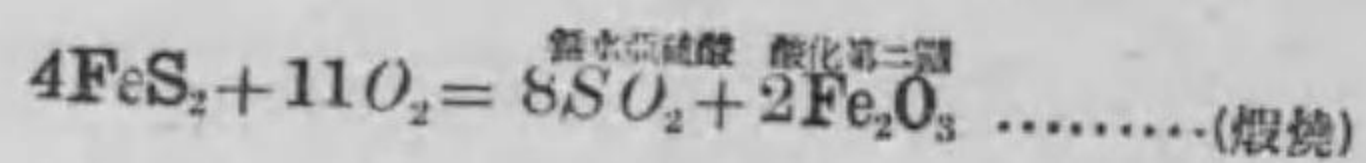


此反應に基き硫化第一鐵は専ら硫化水素の製取に供せらる。

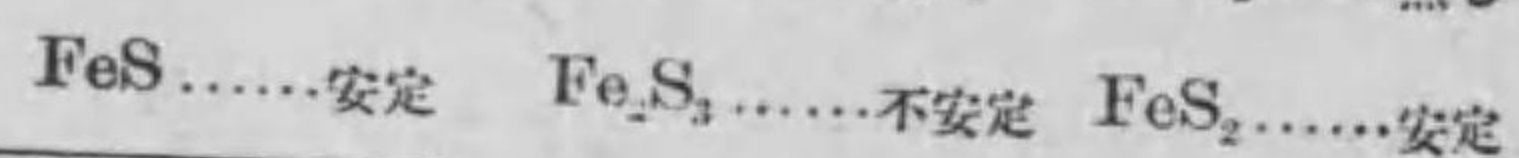
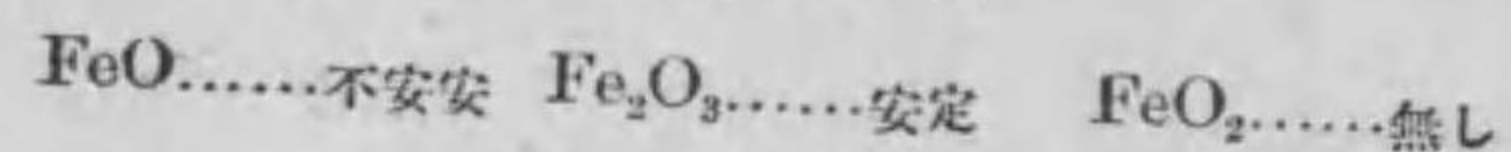
⁽⁶⁾ FeO は黑色の粉末にして硫酸第一鐵を空氣なき處にて熱して製す。Fe(OH)₃ は FeSO₄ に NaOH を加へて得らるる白色沈澱なるも、直に酸化して黒變す。

⁽⁷⁾ 硫化第一鐵は酸に可溶なるを以て、鐵イオンは硫化水素によりて沈澱せしむること能はざること明かなり(182頁)。

二硫化鐵 [FeS₂] は黄鐵礦と稱し、眞鍮色の八面體結晶をなして多量に産出し、之を燒きて無水亞硫酸及び硫酸鐵の製造に供せらる。



元來硫黃と酸素とは化學的性質相類するがため、多くの物質には其酸化物に對應する硫化物の存するものなるに、鐵に於ては屢々之に違背するは奇といふべし。例へば



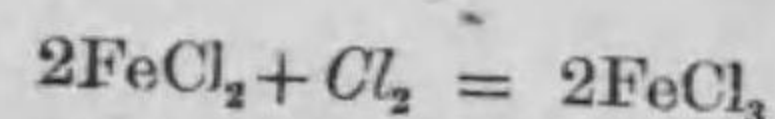
7. 鐵の鹽化物 [FeCl₂·4H₂O] [FeCl₃·6H₂O] 鹽化第一鐵

[FeCl₂·4H₂O] は鐵を鹽酸に溶解せしめて製せらる。

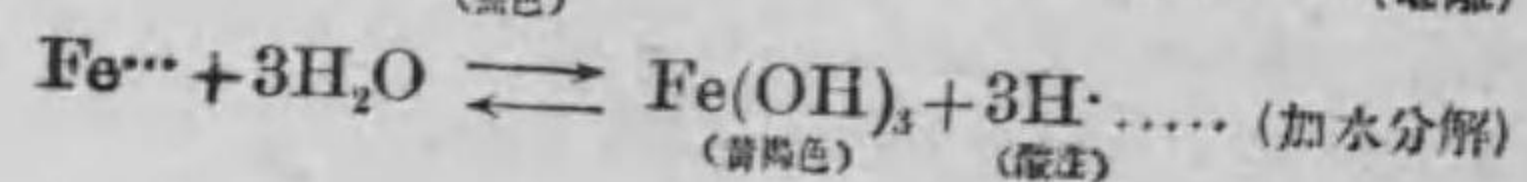
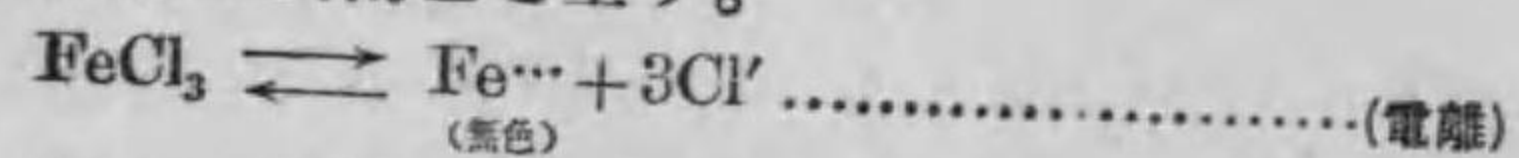


淡青綠色の結晶鹽にして吸濕性に富む。

鹽化第二鐵 [FeCl₃·6H₂O] は鹽化第一鐵の溶液に鹽素を通じて製せらる。

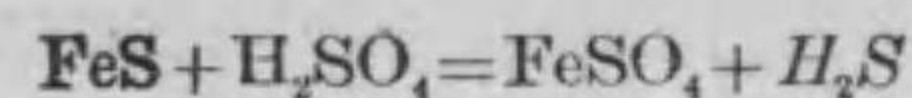
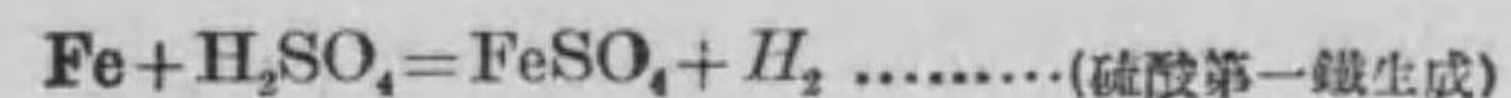


此物質は甚だ吸濕性に富める黄褐色の結晶にして空氣中に於て速かに潮解す。其水溶液は第二鐵イオンを含む外、加水分解して水素イオンを生ずるがため酸性を呈し、同時に生成せる水酸化第二鐵のために溶液は黄褐色を呈す。

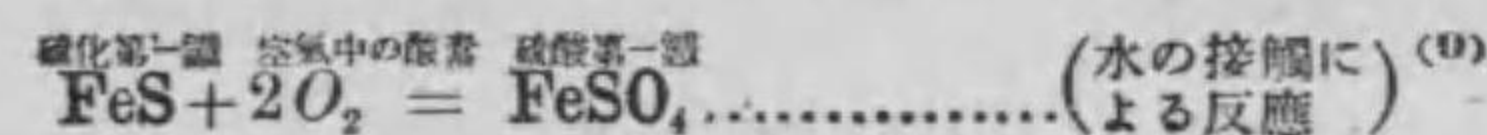


鹽化第二鐵は試薬となし、又收斂性鐵劑にして血液を凝固せしむる性に基き止血薬に用ひらる。⁽⁸⁾

8. 鐵の硫酸鹽 [FeSO₄·7H₂O] [Fe₂(SO₄)₃·9H₂O] 硫酸第一鐵 [FeSO₄·7H₂O] (製法) 硫酸第一鐵は鐵或は硫化鐵を硫酸に溶解する際生成するも、



工業的に製せんには黄鐵礦 (FeS₂) の不完全に煨燒せるものを溜して空氣中に放置するにあり。然るときは黄鐵礦より生ずる硫化第一鐵は徐々に酸素を吸収して硫酸第一鐵に變ずるが故に (第380頁) :



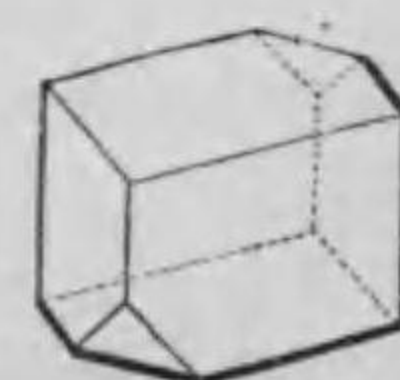
之を水にて抽出して結晶せしむ。

《性質》硫酸第一鐵は7分子の水を含みて青綠色一斜系稜柱狀に結晶す。之れを綠礬と名づく。

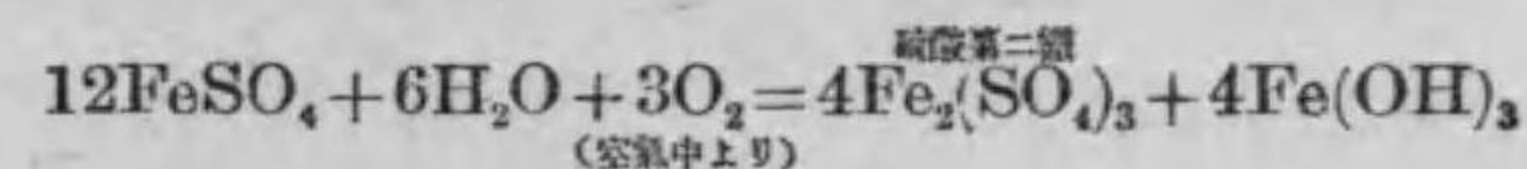
此物はよく水に溶けて收斂性無色の第一鐵イオンを生じ、



空氣中の酸素により徐々に第二鐵鹽に酸化せらる。



第120圖—綠礬の結晶(綠)

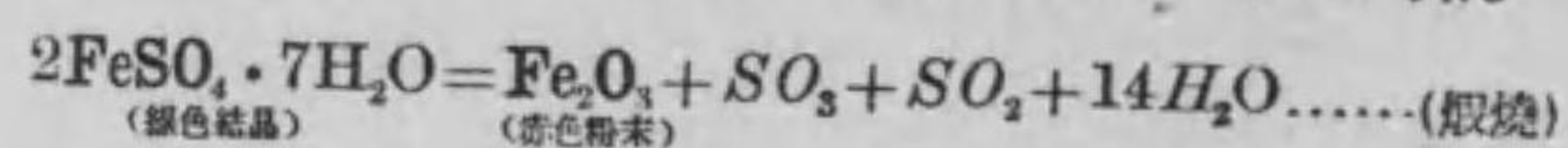


(8) 局方鹽化第二鐵は等分の水を加へたる液なり。

(9) 硫酸製造所に於ける黄鐵礦の煨燒は此目的に供せらる。

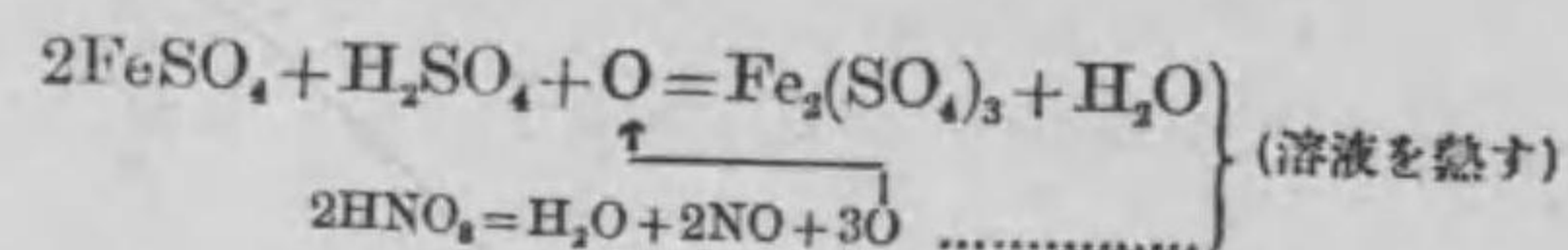
この生成物は没食子酸に逢ひ黒色の沈澱(黒インキ)⁽¹⁰⁾を生ず。

硫酸第一鉄を固体のまま焼くときは、先づ結晶水を失ひて白色の粉末となり、遂に分解して酸化第二鉄を残留す(第379頁)。



【用途】硫酸第一鉄はインキの製造、ペンガラ⁽¹¹⁾の製造、染色術及び試薬として用途廣し。

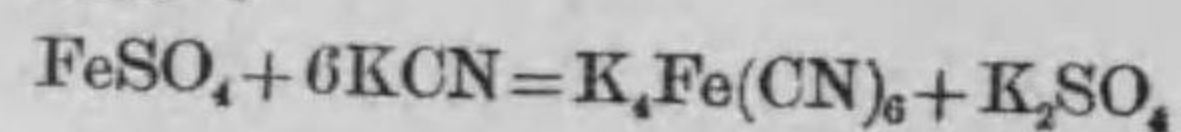
硫酸第二鉄 $[\text{Fe}^{\text{III}}(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}]$ 硫酸第一鉄に硫酸を加へ、硝酸を以て酸化して之を製す。



此鹽の溶液に硫酸カリウムを加へ、溶液を蒸發濃厚ならしむれば、 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ なる組成を有する淡紫色の八面體結晶を析出す。之れ鐵明礬と呼ばれる複鹽(第339頁)なり。

9. 鐵の錯鹽 $[\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 \cdot 3\text{H}_2\text{O}]$ $[\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6]$

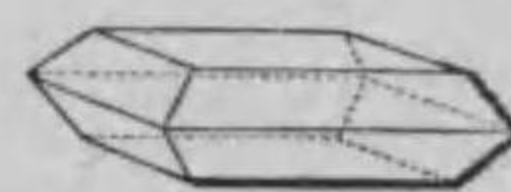
黄血鹽 $[\text{K}_4\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6 \cdot 3\text{H}_2\text{O}]$ 【製法】硫酸第一鉄の水溶液にシヤン化カリウムを加ふれば、シヤン化第一鉄 $[\text{Fe}(\text{CN})_2]$ とシヤン化カリウム(KCN)との錯鹽なる第一鉄シヤン化カリウム $[\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6]$ を生ず。



(10) インキは没食子酸に FeSO_4 と共酸化を防ぐため H_2SO_4 の少量を加へ且藍及びアラビヤゴムを加へたる水溶液にして、之を以て文字を書るときは硫酸は紙面の水酸化アルミニウムに中和せられ、 FeSO_4 は空気に觸れ酸化して $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ となり没食子酸に作用して黒變するなり。

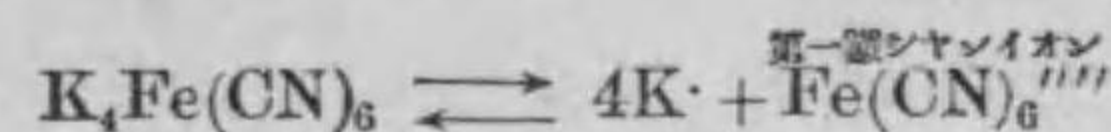
(11) FeSO_4 は溶液中にて黒色の化合物 $3\text{FeSO}_4 \cdot 2\text{NO}$ を生ずるが故に HNO_3 及び其鹽の錯鹽に用ふ(202頁)。

此物質は通常窒素化合物(血、毛、爪等)を炭酸加里及び鐵屑と共に熔融し、而して生ずる塊を水にて浸出して結晶せしむる方法により工業的に製せらる。

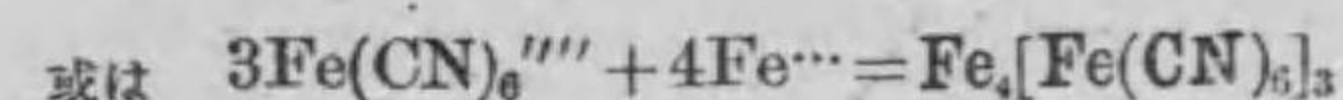
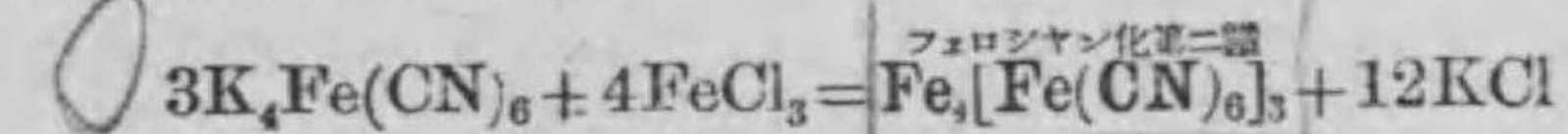


第121圖 黄血鹽の結晶(黄色)

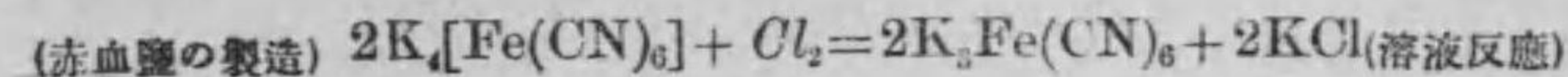
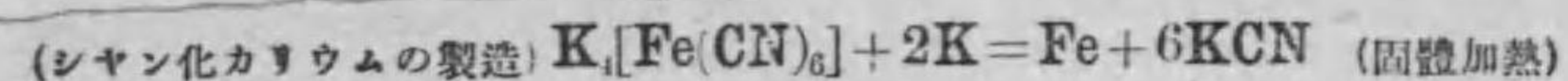
【性質】第一鉄シヤン化カリウムは又フェロシヤン化カリウム、黄色血油鹽、黄血鹽とも稱す。黄色の結晶を形成し(有色結晶圖)、水溶液は殆んど無色の第一鉄シヤン=イオン $[\text{Fe}(\text{CN})_6^{\text{IV}}]$ を含む。



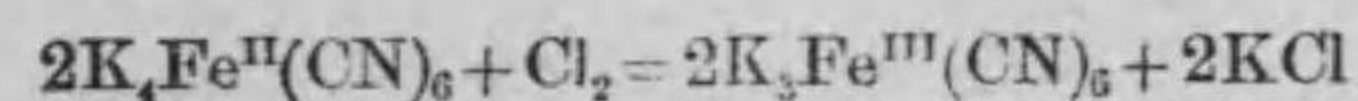
此溶液に第二鉄鹽を加ふれば深青色のペレンス(伯林青) $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ を沈澱す。



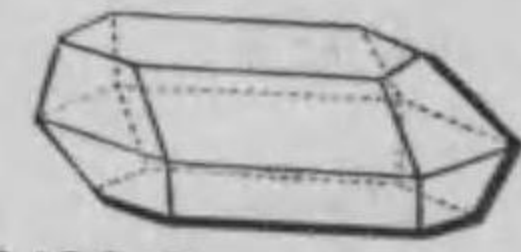
【用途】黄血鹽は(1)上の反應に基き青色顔料として貴重なるペレンスを製し、(2)又カリウムと共に熔融してシヤン化カリウムを製し、(3)鹽素を作用せしめて赤血鹽を製するに用ひらる。



赤血鹽 $[\text{K}_3\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6]$ 【製法】赤血鹽は上記の反應によりて生ず。之れ黄血鹽をなせる第一鉄が鹽素にて第二鉄に酸化せられしによる。

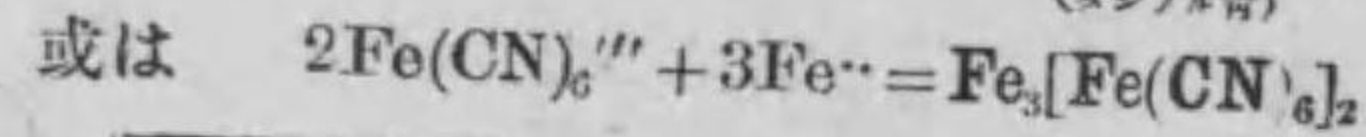
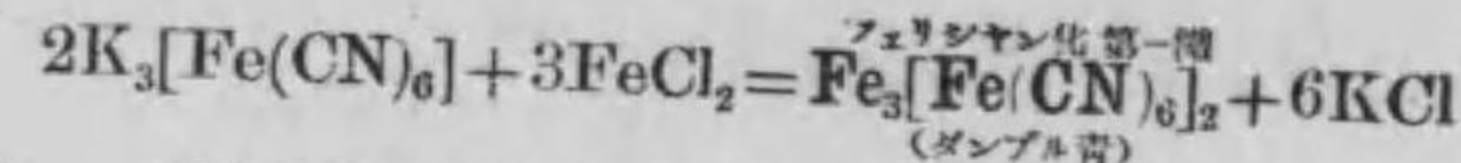


【性質】第二鉄シヤン化カリウムは赤色の結晶をなせる錯鹽にして(有色結晶圖)、其溶液は殆んど無色の第二鉄シヤン=イオン



第122圖一赤血鹽の結晶 (赤色)

[Fe(CN)₆''''] を含み、第二鐵イオンにより何等の變化を示さざれども、第一鐵イオンに由りて青色のタンブル青 Fe₃[Fe(CN)₆]₂ を沈澱す。之れ亦貴重なる青色顔料なり。

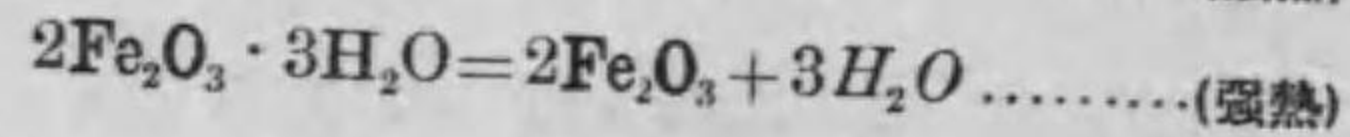
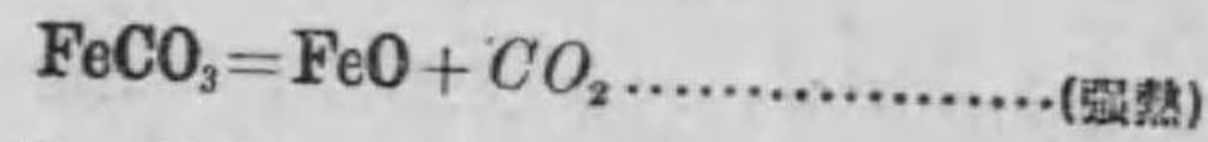


10. 鐵の冶金

《鐵石》鐵は酸化し易き金属なるが故に天然に遊離狀をなして存すること甚だ稀にして、概ね酸化物、炭酸鹽、硫化物となりて産出す。前二者は製鐵の主要なる鐵石なり。硫化鐵(黄鐵礦)は多量に産するも其還元容易ならざるのみならず、之より製せる鐵は硫黄を混ずるがため脆弱にして實用に適せざるが故に、製鐵に用ひらるることなし。製鐵用の酸化鐵及び炭酸鐵の種類次の如し。

- 赤鐵礦 Fe₂O₃, 褐鐵礦 2Fe₂O₃ · 3H₂O, 磁鐵礦 Fe₃O₄, 菱鐵礦 FeCO₃

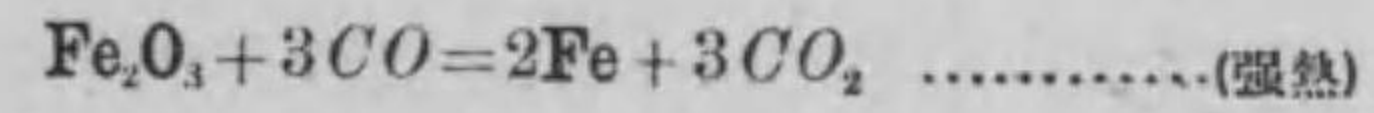
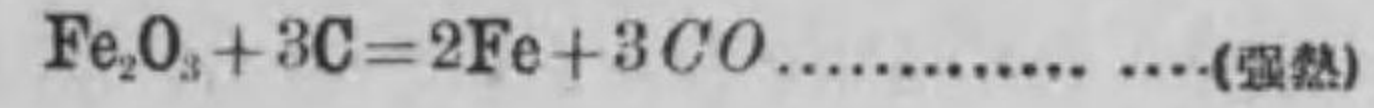
《冶金の原理》上の鐵石にコークスを加へて強熱するときは、酸化物にあらざる鐵石は先づ酸化物に變じ、



次にコークス若しくは其の燃焼により生じたる酸化炭素により還元せられて鐵を遊離す。

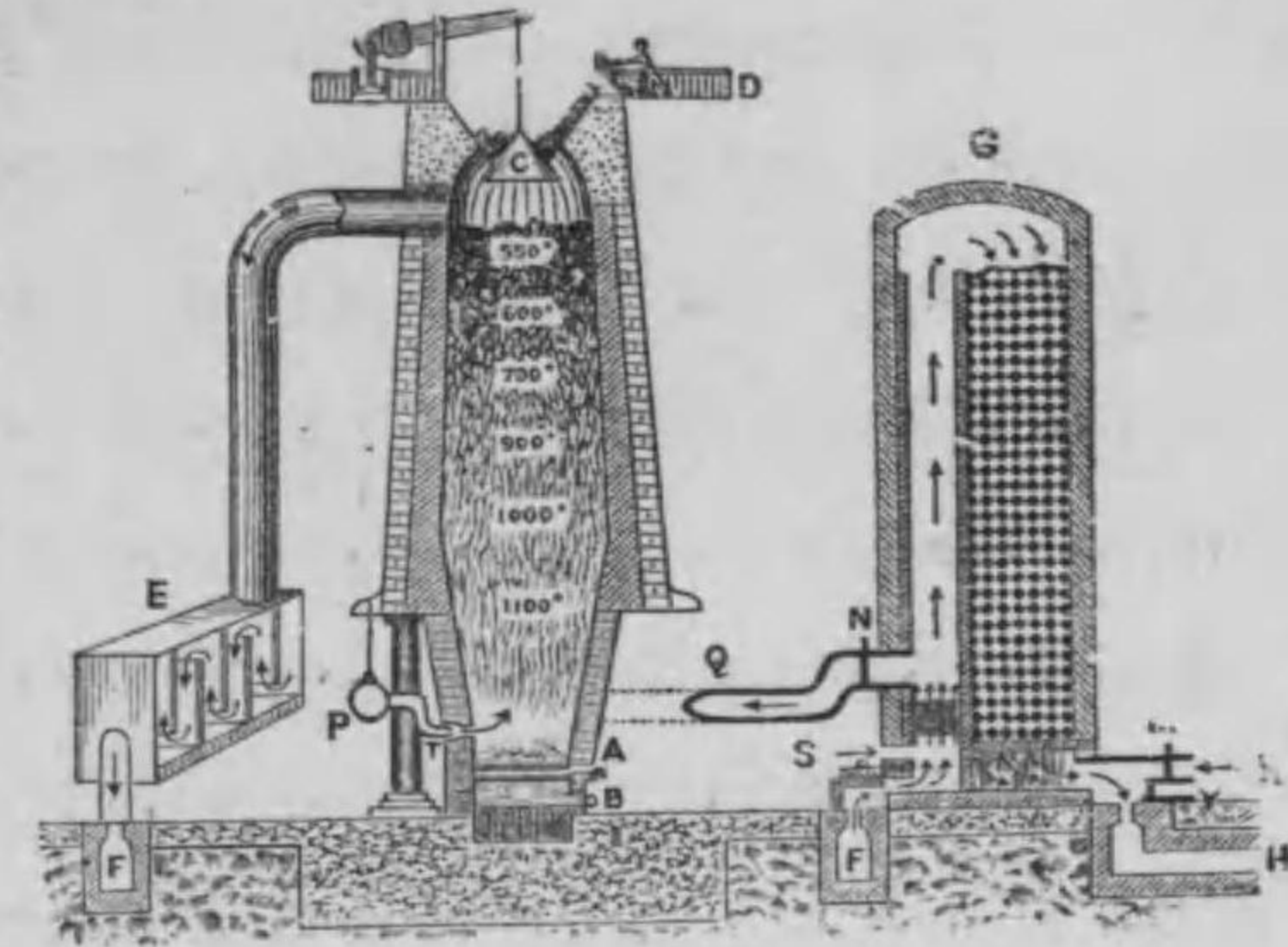
(12) グリーンランドに於て 25 噸の自然鐵の發見されたることあり。又隕石は鐵を主成分とし、銅、コバルト、ニッケルを伴ふ。

(13) 鐵礦の産地 英國、米國、我國にては陸中、日向、美作等。



而して鐵石に夾雜せる珪酸鹽類は石灰石により熔融し易き珪酸カルシウム (CaSiO₃) として除去せらる。

《操作》上の反應は鼓風爐(第123圖)と稱する大なる直立圓筒形の爐に於て行はる。この爐に鐵石、石灰石、コークスの三物質を交互に層に入れ、爐の下底の小口よ



第123圖一鼓風爐(14)

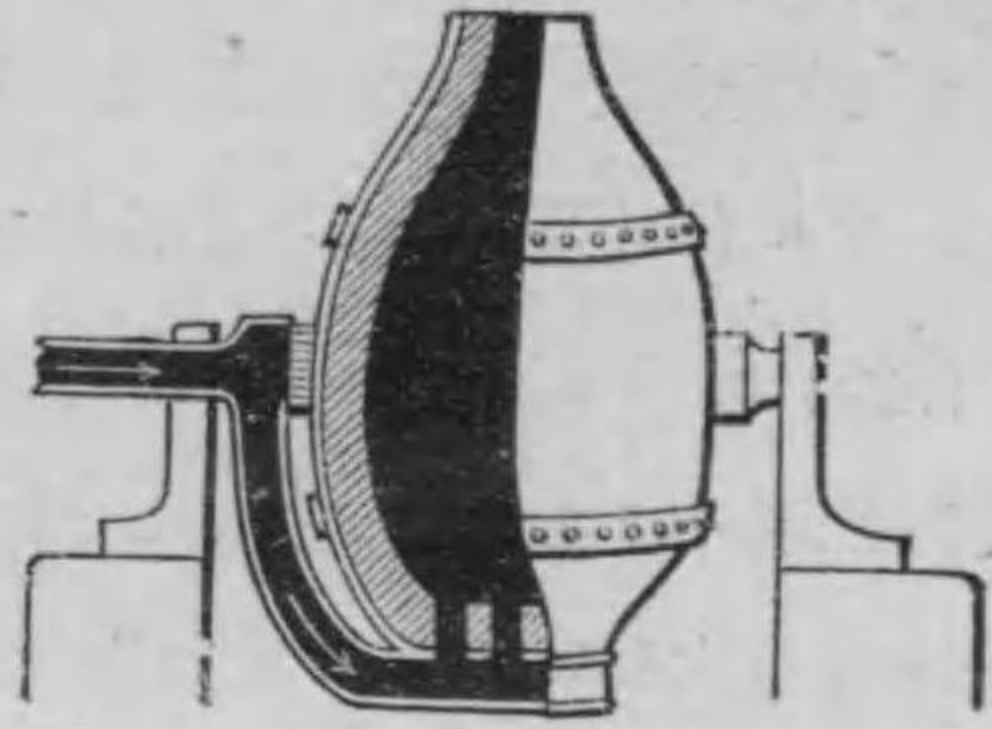
り凡そ 500° に熱したる空氣を吹送してコークスを燃焼せしむるなり。而して生成せる鐵は爐の下部より流出するが故に、絶えず原料を爐の上部より投入して此反應を續行せしむ。

《製煉》鼓風爐より得たる鐵は、還元を用ひたるコークスを溶解して鑄鐵となれるが故に、之を鋼或は鍊鐵に變ずるには其炭素の一部及び夾雜せる珪素、燐、硫黄を除去せざるべからず。之が爲

(14) 圖の鼓風爐は 15 間許の高さを有し、D C より鐵石等を投じ、T より鼓風し、A より熔滓を流出し、B より製鐵を流出せしむ。廢物となれる熱氣體を E に導きて埃を除き、F F を經て G に入れ空氣と混じて燃焼せしめ此内にある耐火煉瓦を熱せしむ。燃焼せる氣體は H より煙筒に至る。次に左方の F を別の G と同様の裝置に連ねかへ置き、空氣を M 口に導き熱せられたる G 内を經て弱口 P より鼓風爐に吹送するなり。

めに使用せらるる装置は熔融し難き物質例へば石灰、酸化マグネシウムなどにて内部を被ひたる鐵製の梨形の轉爐にして(第124圖)、

之に熔融せる鑄鐵を注入し、其下口より強壓せる空氣を吹送す。然るときは燃料を用ふることなくして鑄鐵中の夾雜物は燃焼を始め、炭素は無水炭酸となり且硫黄は無水亞硫酸となりて

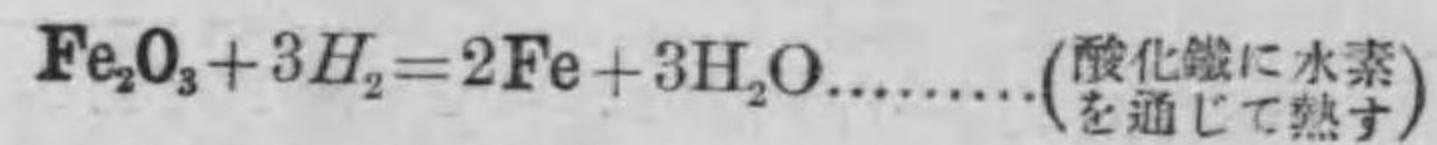


第124圖—轉爐

飛散し、珪素は無水珪酸となるや直に酸化鐵と共に熔解し易き熔滓となり、又酸化せる燐は爐の内面に塗りたる酸化マグネシウムに吸収せらる。此操作を了りて得たる鋼は爐を反轉して之を流出せしむ。⁽¹⁵⁾

鍊鐵は炭素の含量少なくして熔融し難きにより、上の方法によりて製するを得ず。故に此物は鑄鐵を反射爐に入れ空氣を通じつつ攪拌して夾雜物を燃焼せしめ、之を取り出し蒸氣槌にて打撃して押し固めて製するなり。

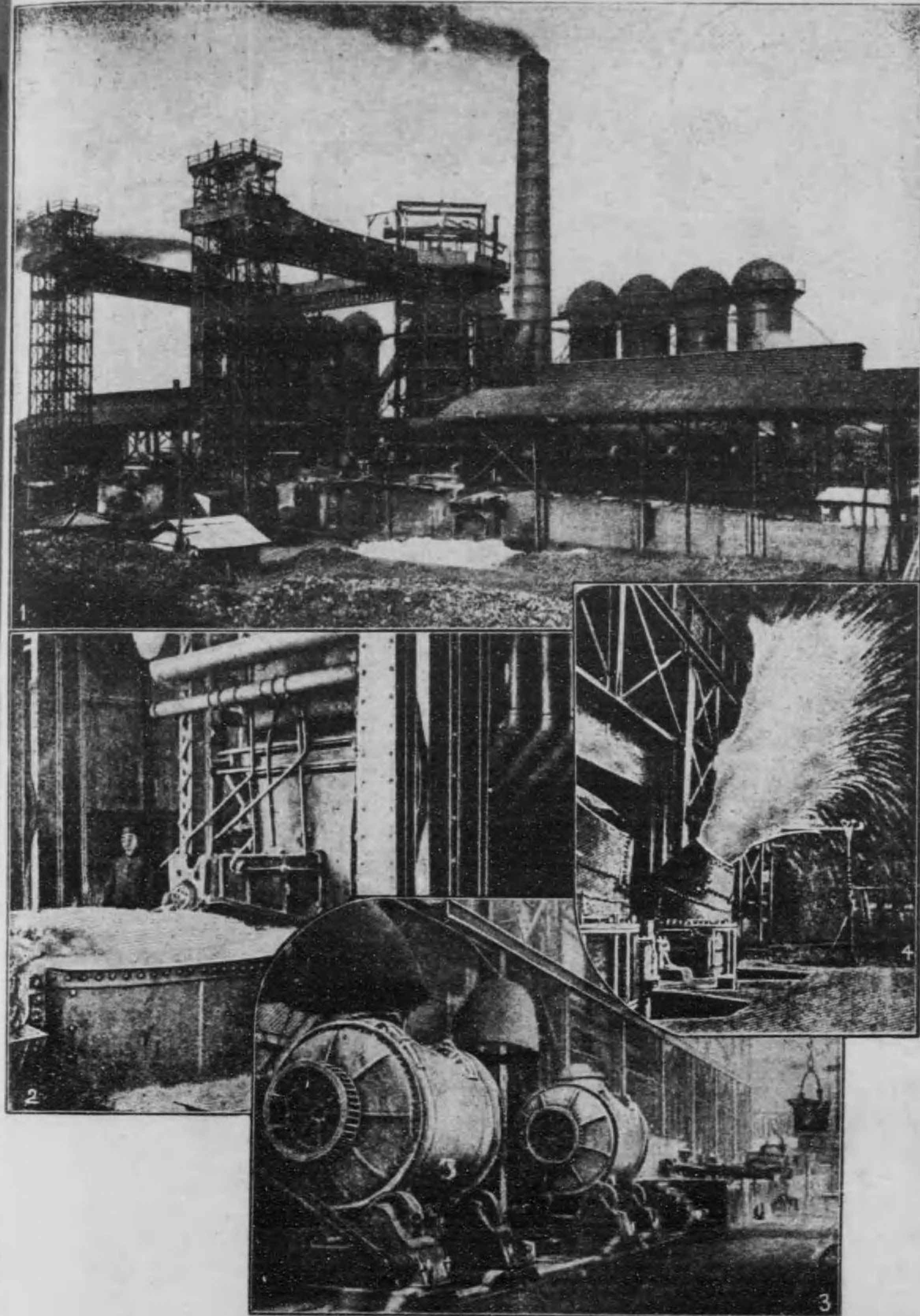
純鐵を製するには酸化鐵を水素を用ひて還元するを要す。之れ水素は炭素と異なり氣體にして鐵に夾雜する虞れなければなり。此目的に供する酸化鐵は第379頁の方法によりて製するなり。



かくして得たる純鐵は特に還鐵と稱するを常とす。

(15) 此操作をベセマーの製鋼法といふ。我國古來の製鋼法は鍊鐵を赤熱せる炭火中に挿入して炭素を吸収せしむるにあり。

製 鐵



1. 製鐵所の外觀 2. 鼓風爐の下部 3. 4. 轉爐

(385頁参照)

11. 摘要 鐵 Fe=55.84, 原子價 2(不安定), 3(安定), 比重 7.88, 融點 1600°, 沸點 2950°.

—	炭素の含量	融 點	比 重	製 法	特 性	用 途
鐵 (Iron)	無し	1600°	7.88	酸化鐵を水素にて還元す。	延性, 強韌性大なり。感磁性あり。融解に先ち軟化す。炭素と融合す。酸化し易く高温にて水を分解す。酸類に溶解し易し。	實驗用。醫藥。
鍛鐵 (Wrought iron)	0.5% 以下	1600°	7.8	鑄鐵を反射爐に入れて熱し, 炭素を除去す。	質硬からず。赤熱に於て柔軟となる。磁氣を保存せず。	鐵線, 電磁石。
鋼 (Steel)	0.5—1.6%	1400°	7.7	鑄鐵を轉爐に入れ空氣を通じて炭素を燃焼せしむ。	赤熱に於て柔軟となる。鑄造に適す。急冷せば硬度を増し徐冷せば弾性を増す。磁氣を保存す。	板, 針金, ゼンマイ, 刃物, 器具等。
鑄鐵 (Cast iron)	2.3—4.5%	1200°	7.2	酸化鐵をコークスにて還元す。	質硬し。融解し易く鑄造に適す。	鑄造用。

化學式	名 稱	製 法	性 質	用 途
Fe ⁺⁺	第一鐵イオン (Ferrous Ion)	第一鐵鹽の溶液	無色。赤血鹽によりて青變す。	—
Fe ⁺⁺⁺	第二鐵イオン (Ferric Ion)	Fe ⁺⁺ に Cl ₂ を加ふ。	無色。SCN ⁻ により赤變す。	—
Fe(CN) ₆ ⁺⁺⁺⁺	第一鐵シヤンイオン (Ferrous Cyan Ion)	黃血鹽の溶液	無色。Fe ⁺⁺⁺ により青變す。	—
Fe(CN) ₆ ⁺⁺⁺	第二鐵シヤンイオン (Ferric Cyan Ion)	赤血鹽の溶液	無色。Fe ⁺⁺ により青變す。	—

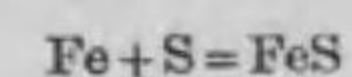
Fe_2O_3	酸化第二鉄 (Ferric Oxide)	天産。FeSO ₄ を 焼く。	赤色不溶性粉末。	顔料、研磨 用。製鐵。
Fe_3O_4	四三酸化鉄 (磁鐵礦) (Magnetite)	熱したる鉄に水 蒸氣を通ず。	黒紫色不溶性の固體。	鐵の防銹。 製鐵用。
FeS	硫化第一鉄 (Ferrous Sulphide)	Fe と S とを熔 合す。	黒色塊	硫化水素製 造。
FeS_2	二硫化鉄 (黄鐵礦) (Iron Pyrite)	天産	黄色結晶	無水亞硫酸。 硫鐵礦の原 料。
FeCO_3	炭酸鉄 (菱鐵礦) (Ferrous Carbonate)	天産	不溶	製鐵用。
FeCl_2 (6H ₂ O)	鹽化第一鉄 (Ferrous Chloride)	Fe に HClaq を 加ふ。	帯緑青結晶。可溶。	鹽化第二鉄 の原料。
FeCl_3 (6H ₂ O)	鹽化第二鉄 (Ferric Chloride)	FeCl ₂ に Cl ₂ を 通ず。	黄色結晶にして潮解 性あり。	試薬。 醫藥。
FeSO_4 (7H ₂ O)	硫酸第一鉄 (綠礬) (Ferrous Sulphate)	黄鐵礦を焼きて 空氣に晒し、水 にて浸出す。	綠色結晶。可溶。	インキ、染 料。ベンガ ラの原料。
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ (9H ₂ O)	硫酸第二鉄 (Ferric Sulphate)	FeSO ₄ に H ₂ SO ₄ と HNO ₃ とを加 ふ。	可溶、無水鹽は黄白 色を呈す。	鐵明礬の製 造。染料。
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot$ $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	鐵明礬 (Iron Alum)	溶液にて Fe ₂ (SO ₄) ₃ と K ₂ SO ₄ とを混 合す。	淡紫色の複鹽。	染色。
$\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ (3H ₂ O)	黄血鹽 (Potassium Ferro cyanide)	血(毛、皮)炭酸加 里、鐵を熔融す。	黄色可溶性の結晶。	ペレンス、 赤血鹽、 KCN の原 料。
$\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$	赤血鹽 (Potassium Ferri cyanide)	黄血鹽溶液に鹽 素を通ず。	赤色の結晶、可溶。	染料用。

12. 問題 1.* 鐵の主要なる原礦の名稱及び化學式を
記し、且之より鐵を製する方法を説明せよ。(381 頁)

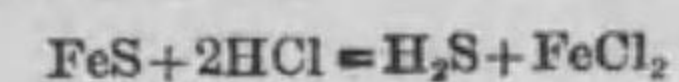
2.* 普通用ひらるる鐵の種類、其性質製法用途を説明せよ。(375 頁)

3.* 鐵、硫黄、水、鹽化水素の四物質を用ひて硫化水素を製する
一實驗法を記し、且此時に起る總ての化學變化を方程式にて示
せ。

解 鐵と硫黄とを熱して硫化第一鉄となし、

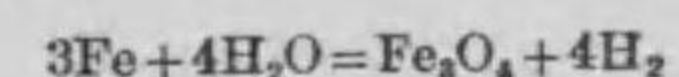


之を鹽化水素を通じたる水即ち鹽酸に投ずれば硫化水素を發す。

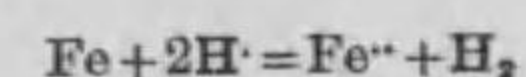


4.* 鐵と銅との化學性の差異を問ふ。

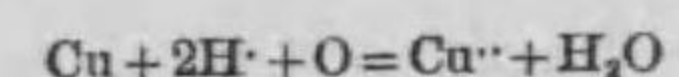
解 1. 鐵は赤熱に於て次の如く水蒸氣を分解するも、銅は然らず。



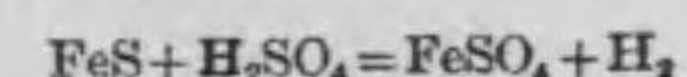
2. 鐵は水素よりイオン化傾向大なるにより酸より水素を驅出してイオン化
するも、



銅は水素よりイオン化傾向小にして、酸化作用をかりて初めてイオン化す。



3. 鐵の硫化物は酸に溶解するも、



銅の硫化物は酸に溶解せず。

5.* 綠礬の組成、製法、用途如何。(381 頁)

6.* 5000 匁の磁鐵礦を木炭と共に熱するときは幾匁の鐵を得る
か。

解 方程式 $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{C} = 3\text{Fe} + 4\text{CO}$ により

$\text{Fe}_3\text{O}_4 = 231.4$ より $3\text{Fe} = 55.8 \times 3$ を得べき割合なるを以て前者の 5000 匁より得
べき鐵の量は

$$5000 \text{ 匁} \times \frac{55.8 \times 3}{231.4} = 3617 \text{ 匁}$$

答 3617 匁

7. 鐵を硫酸に溶解して硫酸第一鐵となすには如何なる注意を要するか。又鐵の2.8瓦より得べき綠礬の量如何。

【解】 硫酸第一鐵は空氣中の酸素により酸化して硫酸第二鐵となるにより、成るべく空氣の接觸を避くるを要す。又 $Fe=56$ より $FeSO_4 \cdot 7H_2O=278$ を生ずるにより、鐵の2.8瓦よりは綠礬の13.9瓦を生ず。 答 13.9瓦

8. 10瓦の水蒸氣を赤熱したる鐵の上に通じたる時は、幾立の水素を生ずるか。

答 12.5立

9. 酸化第二鐵9瓦を還元し鐵6.3瓦を得たり。鐵の當量如何。

【解】 此化合物中に含まるる酸素の量は $9瓦 - 6.3瓦 = 2.7$ 瓦にして、酸素の當量は8なるにより、鐵の當量 x は次の如し。

$$2.7 : 6.3 = 8 : x \quad \therefore x = 18.7 \quad \text{答 } 18.7$$

10. 磁鐵礦、赤鐵礦、褐鐵礦中の鐵の百分率を求む。

答 72.4% 70% 60%

11. 鐵の22.4瓦を酸化して32瓦の酸化鐵を得たり。酸化鐵の化學式を求む。

【解】 鐵の22.4瓦と化合せし酸素の量は $32瓦 - 22.4瓦 = 9.6$ 瓦にして、求むる化學式を Fe_xO_y とせば、 $Fe=55.8$ 、 $O=16.0$ より次の關係あり。

$$55.8x : 16.0y = 22.4 : 9.6$$

$$\therefore \frac{x}{y} = \frac{22.4}{9.6} \times \frac{16.0}{55.8} = \frac{2}{3} \quad \therefore Fe_2O_3$$

答 Fe_2O_3

12. 不純黃血鹽0.5793瓦を分析して、硫酸カリウムの0.4650瓦を得たり。此鹽の純度を求む。

【解】 黃血鹽 $K_4Fe(CN)_6=368$ より硫酸カリウム $2K_2SO_4=348$ を得るが故に硫酸カリウム0.4650瓦を生ずべき黃血鹽の理論的の重量の、0.5793に對する百分比は求むる値なり。

$$\therefore 0.4650瓦 \times \frac{368}{381} \times \frac{1}{0.5793瓦} \times 100 = 84.9 \quad \text{答 } 84.9\%$$

13. 98%の純度を有する硫化第一鐵に23.82%のHClを含む鹽酸を加へて、 20° 、745耗の時613.1c.c.の硫化水素を得たり。使用せし鹽酸及び硫化第一鐵の量如何。

答 鹽酸7.66瓦、硫化鐵2.24瓦

14. 鐵の純度を測らんため其2.4瓦を取り之に過量の酸を加へて悉く溶解せしめたるに、1.015立の水素を發し其時の狀況は 10° 、745耗なりしと云ふ。此鐵の純度如何。

【解】 方程式 $Fe + 2HCl = H_2 + FeCl_2$ により

標準狀況に於ける22.4立の水素は鐵の56瓦より得らるるが故に、

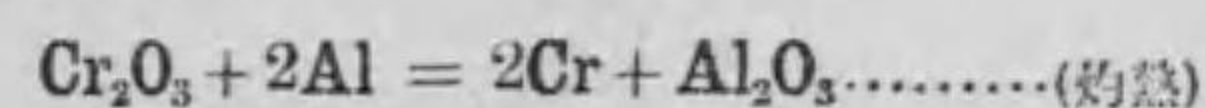
$$1.015立 \times \frac{273}{273+10} \times \frac{745}{760} = 0.952立$$

の水素を發生せしむる鐵の量の、2.4瓦に對する百分比は次の如し。

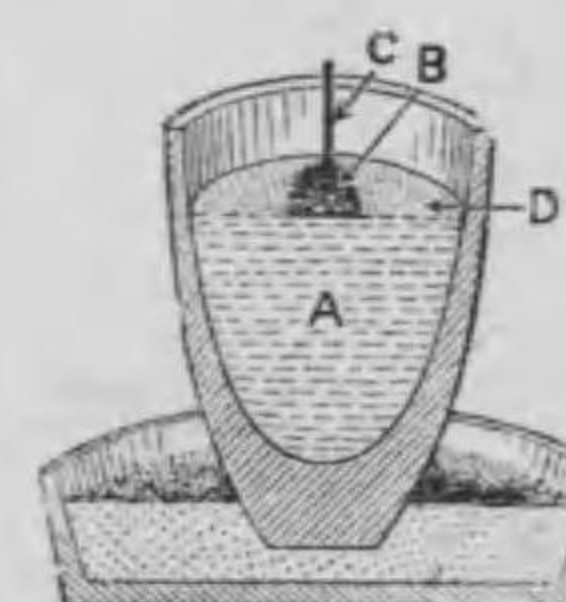
$$100 \times \left\{ \left(56 \times \frac{0.952}{22.4} \right) \div 2.4 \right\} = 99.2 \quad \text{答 } 99.2\%$$

第二節 クロム

1. **クロム** $[Cr]$ (製法)クロム⁽¹⁾は其酸化物たる酸化クロムをアルミニウムを用ひて還元して製出す。



(物理的性質)クロムは灰白色の硬き金属に



第125圖—アルミニウムにて酸化クロムを還元す。(2)

(1) クロムは1779年 Vanquelin 氏之を製せり。

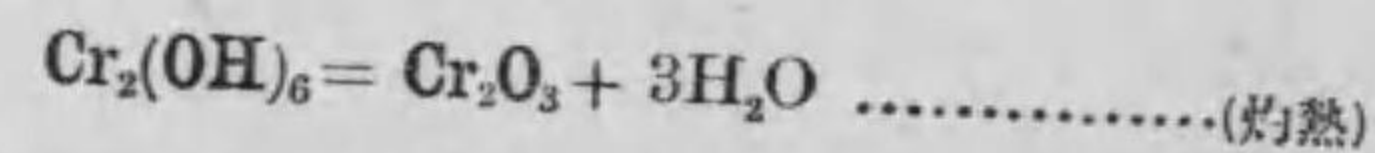
(2) 第125圖、Aは Cr_2O_3 と Al 粉との混合物、Bは BaO_2 と Al 粉、Cは導火用 Mg にして、之を被ふに礬石粉 D を以てす。今 Mg に點火するときは火は漸次下方に移り、Al は燃焼してクロムを生ず。

して、比重 6.8、其の融點は 3000° の高温にあるが故に、酸水素燐も之を熔融すること能はざるなり。此物質は單獨にて實用に供することなく、専ら鋼に混じて硬度及び強靱性を増加せしむるために供せらる。クロム鋼これなり。

【化學的性質】クロムの化學的諸性質は甚だ鐵に類似す。即ち 2 價及び 3 價として作用するのみならず、その 2 價なるは頗る不安定なること、稀鹽酸或は稀硫酸には水素を發して溶解し先づ第一クロム鹽を生ずるが如き之れなり。然れども鐵と異なるは空氣中には高温に至り初めて酸化して酸化第二クロム [Cr₂O₃] となり(鐵は Fe₂O₃ となる)、又硝酸に溶解せざるにあり。

2. **クロム=イオン** [Cr⁺⁺⁺] 第一クロム=イオン [Cr⁺⁺] は青色イオンなれど、直に變化して堇色の第二クロム=イオン [Cr⁺⁺⁺] となる。後者は過量のアルカリと反應して美麗なる綠色(*)の液に變ず。

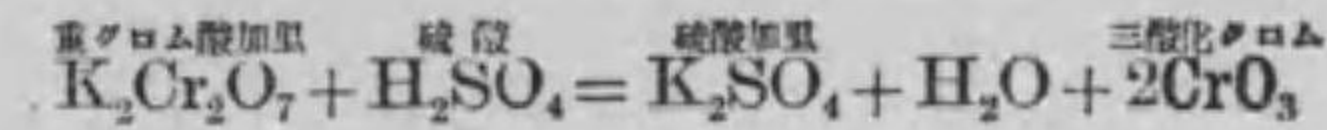
3. **クロムの酸化物** [Cr₂O₃] [CrO₃] 酸化第二クロム [Cr₂O₃] は酸化第二鐵 (Fe₂O₃) に相對するクロム化合物にして、水酸化クロムを熱して得らる。



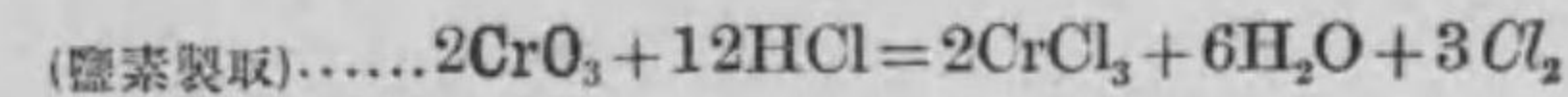
此物は灰綠色不溶性の無定形固體にして、俗に**クロム綠**と名づけ、顔料又は窯業に用ふ。天然に産するクロム鐵礦は Cr₂O₃ · FeO なる組成を有し、クロム及びクロム化合物の原料たり。

(3) $\begin{cases} 2\text{HCl} + \text{Cr} = \text{CrCl}_2 + \text{H}_2 \\ \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cr} = \text{CrSO}_4 + \text{H}_2 \end{cases}$ (*) Cr(OH)₂O⁺ を含むに由る。又クロム鹽の濃溶液は通常綠色を呈す。

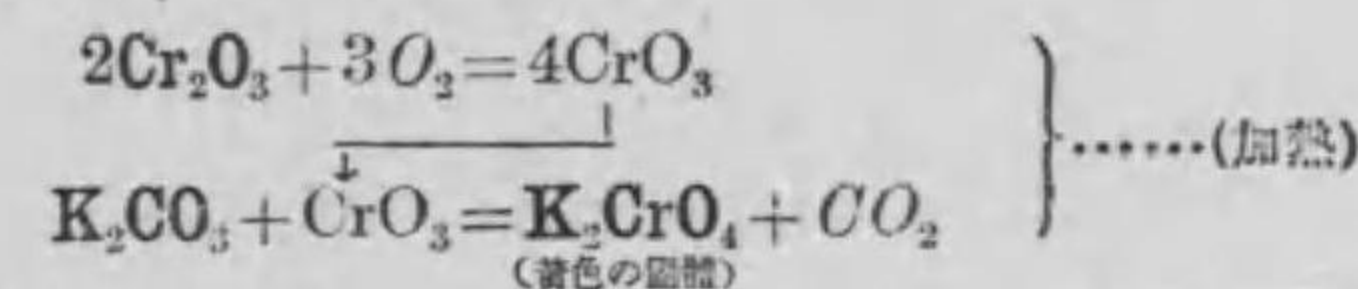
三酸化クロム [CrO₃]⁽⁵⁾ 重クロム酸カリウムの水溶液に濃硫酸を加ふれば、三酸化クロムの赤色針狀結晶を析出す。



此物は強盛なる酸化作用を呈するが故に、酸化劑として重クロム酸カリウムに代用せらる。例へば、

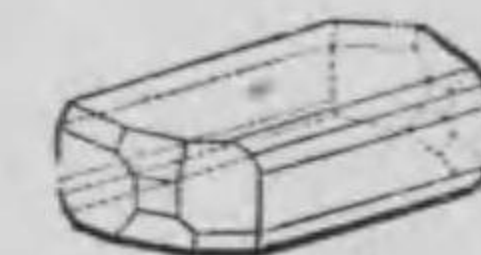


4. **クロム酸カリウム** [K₂CrO₄ · 10H₂O] (製法) クロム鐵礦に炭酸加里及び硝石を加へて熔融するときは、黄色のクロム酸カリウム [K₂CrO₄] を生ず。

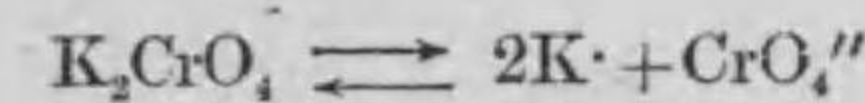


之を水にて抽出して結晶せしむ (有色結晶参照)。

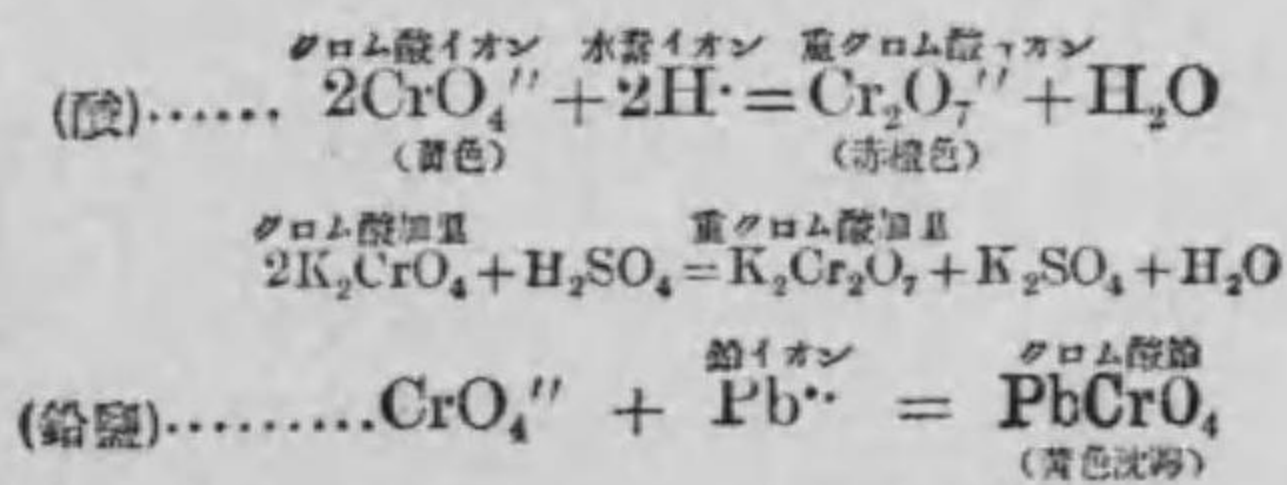
【性質】クロム酸カリウムは斜方晶の黄色結晶をなし、よく水に溶解して黄色のクロム酸イオンを生ず。



第 126 圖—クロム酸カリウムの結晶 (黄)



此イオンは酸に逢ふときは重クロム酸イオン (Cr₂O₇⁼⁼) に變じて橙赤色を呈し、又鉛イオンによりて美麗なる黄色の**クロム酸鉛**を沈澱す。

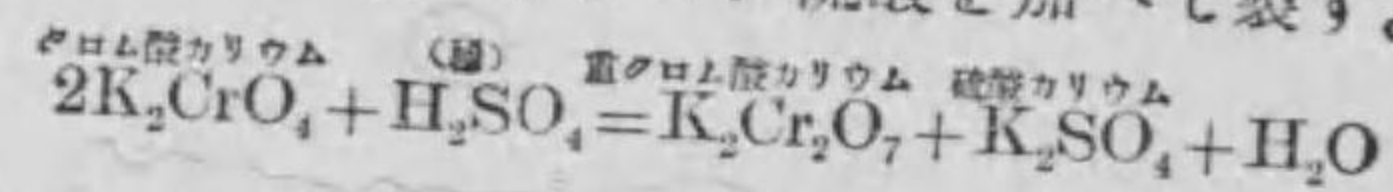


(5) CrO₃ は SO₃ に相當する組成にして、又無水クロム酸と稱す。其水溶液即ちクロム酸 H₂CrO₄ の鹽なる K₂CrO₄ は安定なる物質なり。

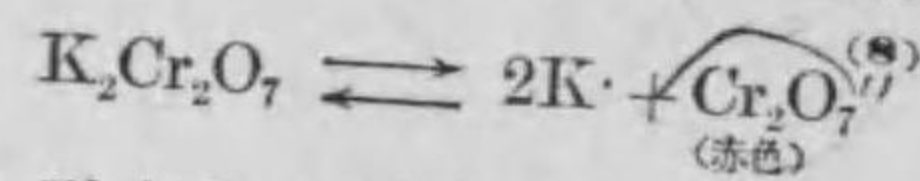
5. 写真銅版 クロム酸カリウムを膠に混じて日光に晒すときは、前者は還元して酸化クロムとなり膠と化合して之を不溶性に變ぜしむ。よつてクロム酸カリウムを混ぜる膠を平滑なる銅板面に塗布して乾燥し、之に写真の陰畫を載せて日光に當てるときは、陰畫の透明なる部分に於ては膠は日光を受けて不溶性に變じ、不透明なる部分に於ては依然其可溶性を失はざるが故に、⁽⁶⁾ 温湯を用ひ此部分の膠を洗ひ去り、其處に露出せる銅を硝酸にて侵蝕せしめたる後、殘餘の膠をも除くときは、細微なる凹凸を有する銅版を得べし。而して此銅版の凹部は陰畫の黒色不透明の部分即ち實物の白き部分に相當し、其凸部は之に反し陰畫の白色透明なる部分即ち實物の黒き部分に相當すべければ、之にインキを塗りて印刷する時は實物と明暗の等しき写真畫を得べきなり。

6. 重クロム酸カリウム $[K_2Cr_2O_7]$ 《製法》重クロム

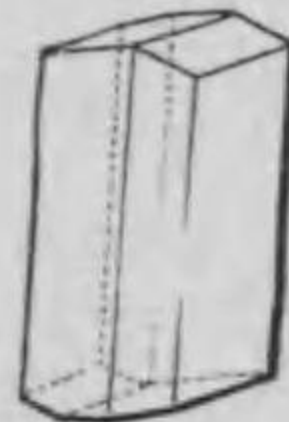
酸カリウムはクロム酸カリウムに硫酸を加へて製す。



《性質》此鹽は美麗なる赤色稜柱狀の結晶をなし(有色結晶圖)、凡そ 10 倍量の冷水に溶解し、赤色の重クロム酸イオンを生ず。



重クロム酸加里は硫酸に作用せられて分解し、發生機の酸素を放出して強盛なる酸化作用を營む。殊に水



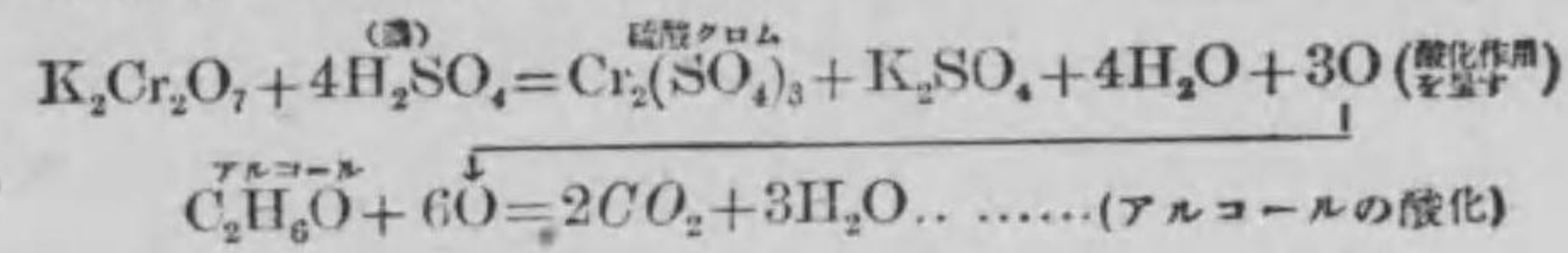
第 127 圖—重クロム酸カリウムの結晶(赤)。

⁽⁶⁾ 此板に印刷インキを塗るときは日光を受けて變化せる部分のみインキを附着するが故に、之を白紙に印刷するときは写真畫を得べし。

⁽⁷⁾ 重クロム酸 $H_2Cr_2O_7 = 2H_2CrO_4 - H_2O$

⁽⁸⁾ アルカリを加ふれば元に復す。 $Cr_2O_7^{2-} + 2H^+ = 2CrO_4^{2-} + H_2O$

素或は有機物の如き酸化せられ易き物質の共存するに於て著し。



故に此物ば電池、染色、鞣皮工業等に多量に消費せらる。

7. クロム明礬 $[Cr_2(SO_4)_3 \cdot K_2SO_4 \cdot 24H_2O]$ 上の重クロム酸カリウムに硫酸を作用せしめたる液を蒸發するときは、硫酸クロムと硫酸カリウムとより成れるクロム明礬と稱する複鹽を析出す。此鹽の水溶液はクロム=イオン $[Cr^{+++}]$ を含むが故に、鞣皮或は染色に應用せらる。

8. 摘要 Cr=52.0, 原子價 2 價(不安定), 3 價(安定), 比重 6.8, 融點 3000°.

化學式	名稱	製法	性質	用途
Cr	クロム (Chromium)	Cr ₂ O ₃ を Al にて還元す。	鐵と硬靱なる合金を造る。鹽酸、硫酸に可溶。硝酸に不溶。	製鋼用。
Cr ⁺⁺⁺	クロム=イオン (Chrom ion)	クロム鹽を溶解す。	黄色。アルカリにより緑青を呈す。	鞣皮、媒染劑。
CrO ₄ ^{''}	クロム酸=イオン (Chromate ion)	クロム酸鹽を溶解す。	黄色。H ⁺ により赤變す。	—
Cr ₂ O ₇ ^{''}	重クロム酸=イオン (Dichromate ion)	重クロム酸鹽を溶解す。	赤色。OH ['] により黄變す。	—
Cr ₂ O ₃	酸化クロム (Chromium Sesqui oxide)	Cr ₂ O ₃ · FeO として産す。	灰綠色、不溶。	クロム鹽の原料。
CrO ₃	三酸化クロム (Chromium Trioxide)	K ₂ Cr ₂ O ₇ に濃 H ₂ SO ₄ を加ふ。	赤色針狀。酸化性強し。	酸化劑。
K ₂ CrO ₄	クロム酸加里 (Potassium Chromate)	Cr ₂ O ₃ · FeO を K ₂ CO ₃ 及び KNO ₃ と共に熔融す。	黄色結晶。可溶。	クロム酸鉛、重クロム酸加里の製造。
K ₂ Cr ₂ O ₇	重クロム酸加里 (Potassium Dichromate)	K ₂ CrO ₄ に H ₂ SO ₄ を加ふ。	赤色結晶。可溶。酸化性あり。	電池、染色、鞣皮等。
Cr ₂ (SO ₄) ₃ · K ₂ SO ₄ · 24H ₂ O	クロム明礬 (Chromalum)	K ₂ Cr ₂ O ₇ と H ₂ SO ₄ と有機物とより生ず。	紫色結晶。可溶。複鹽。	染色。鞣皮。

9. **問題** 1. クロムの製法, 用途如何。 (391 頁)

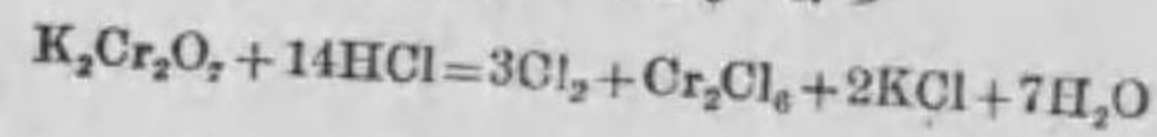
2.* クロム酸鹽とクロム鹽とに於てクロムの性質の異なる點をあげよ。

解 クロム酸鹽は CrO_4^{2-} , $Cr_2O_7^{2-}$ の如き陰イオンを生じ, クロム鹽は Cr^{3+} なる陽イオンを生ず。

3. 重クロム酸カリウムは如何なる外觀を有するか, 又其用途は如何なる化學變化に基づくか。 (391 頁)

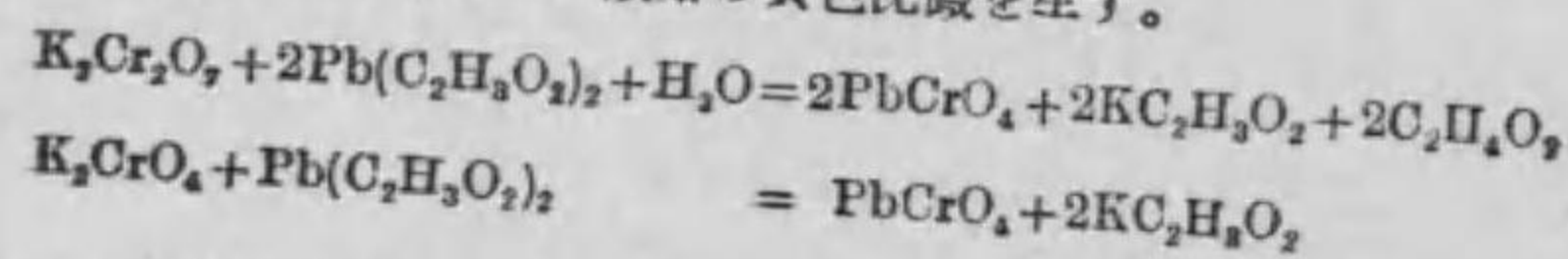
4. 重クロム酸カリウムに鹽酸を加ふれば如何なる變化を生ずべきか。

解 重クロム酸カリウムは鹽酸の一部に作用せられて酸素を遊離し, 此酸素にて鹽酸の他部を酸化して酸素を遊離せしむ。即ち



5. 重クロム酸カリウム及びクロム酸カリウムの各水溶液に醋酸鉛の溶液を加ふるときは, 如何なる變化を生ずるか。

解 何れの場合に於てもクロム酸鉛の黄色沈澱を生ず。

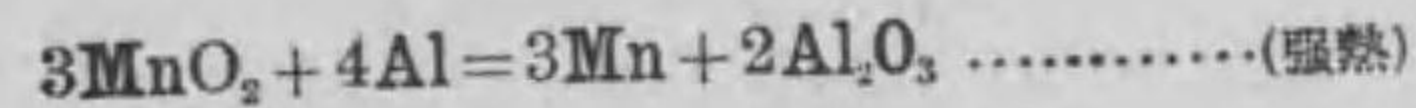


6. 重クロム酸カリウム及びクロム酸カリウムの各 50 瓦より得らるべきクロム酸鉛の量を求む。

解 前問により $K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2PbCrO_4 \quad \therefore 48.6$ 瓦
 $K_2CrO_4 \rightarrow PbCrO_4 \quad \therefore 36.8$ 瓦
答 48.6 瓦, 36.8 瓦

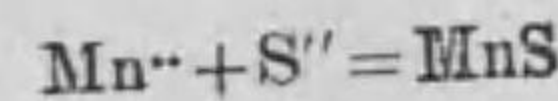
第三節 マンガン

1. **マンガン** $[Mn]$ (製法) マンガンはクロムと同様に其酸化物をアルミニウムにて還元して製せらる。⁽¹⁾⁽²⁾



(性質) マンガンは帶赤灰色の硬き金属にして, 融解し難し。専ら鐵に混和して (8%) 其硬度を増加せしむるために使用せらる。マンガンの諸性質は殆んど鐵, クロムに同じ。但し其安定なるは却つて 2 價の化合物なりとす。

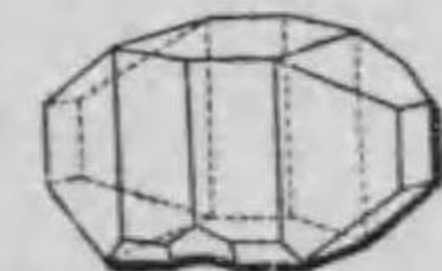
2. **マンガン=イオン** $[Mn^{2+}]$ マンガン=イオンは淡紅色を呈し, S^{2-} によりて硫化マンガン $[MnS]$ の淡紅色の沈澱を生ず。



MnS は FeS と同じく酸に可溶なるを以て, 沈澱剤としては硫化アモニウムを用ふべく, 硫化水素を用ふるを得ず (第 182 頁)。

3. **二酸化マンガン** $[MnO_2]$ (産出) 二酸化マンガンは又過酸化マンガンともいひ, 天然に産するものは褐石と稱し褐色を呈すれども, 粉末状にすれば黒色に變ず。

(性質) 此物は (1) 鹽素酸カリウムを熱して分解せしむる際に接觸作用を呈し, (2) ハロゲン製造に於けるハロゲン化水素の酸化劑た

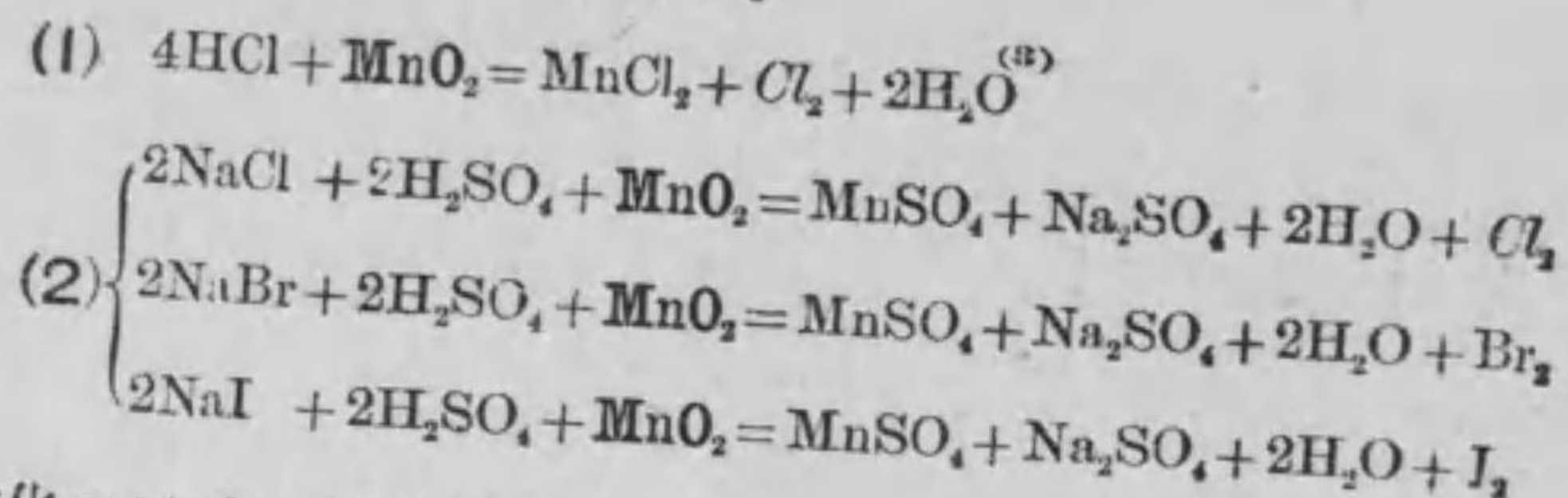


第 128 圖—硫酸マンガンの結晶 (淡紅)

(1) マンガンは 1780 年 Gahn 氏之を遊離せり。

(2) 炭素にて還元せしものは同時に炭素を混じて不純なり。

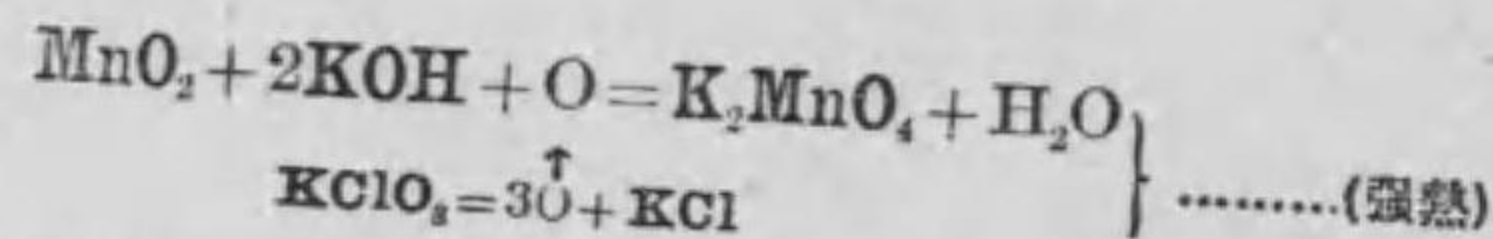
ることの幾度か説きたる所なり。



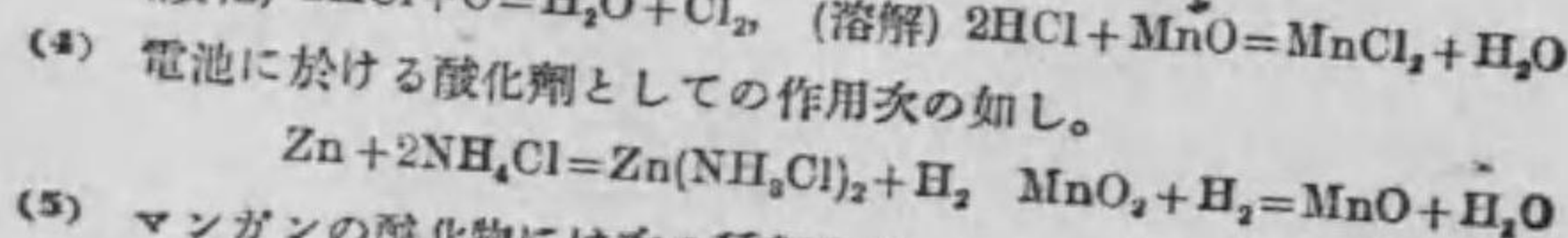
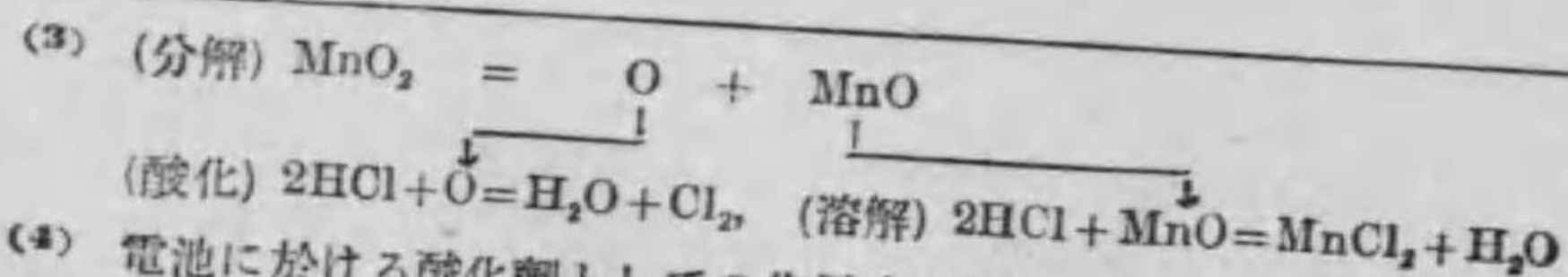
二酸化マンガンは又無水珪酸と化合して紫色の珪酸マンガンを生ずるにより、陶器の着色、硝子の色消し用に供し、其他マッチの發火薬、電池の消極劑、⁽⁴⁾マンガン化合物の原料としても用途廣し。⁽⁵⁾

4. **マンガン酸カリウム** $[\text{K}_2\text{MnO}_4]$ (製法) 二酸化マンガンを苛性加里(又は炭酸加里)及び酸化劑(鹽素酸加里又は硝石)と共に白板上に

熔融するときは、マンガン酸カリウムの美麗なる綠色塊を生ず。此反應は頗る鋭敏なるが故に又常にマンガン化合物の鑑識に用ひらる。

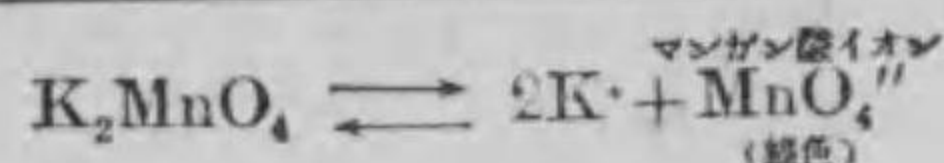


(性質) 上の固塊を水にて抽出するときは、マンガン酸イオンの綠色を呈する溶液(溶液の色参照)となり、

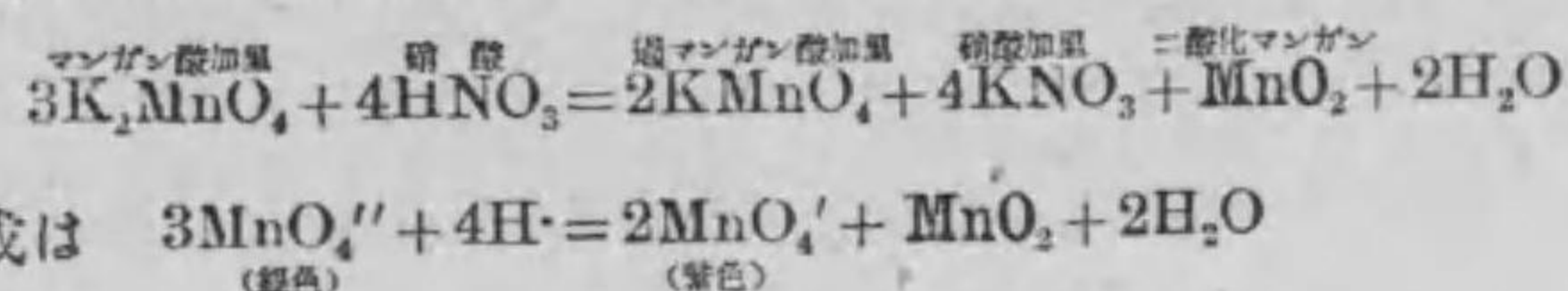


- (5) マンガンの酸化物には次の種類あり。
- | | | | |
|-----------|-------------------------|---------|-------------------------|
| 亜酸化マンガン | MnO | 二酸化マンガン | MnO_2 |
| 亜酸化酸化マンガン | Mn_2O_3 | 七酸化マンガン | Mn_2O_7 |
| 酸化マンガン | Mn_2O_4 | | |

No.3



酸を加ふれば直に過マンガン酸カリウムの紫色に變ず。此變化は又空氣中の無水炭酸の作用を受くるも容易に進行するを見る。



5. **過マンガン酸カリウム** $[\text{KMnO}_4]$ (製法) 過マンガン酸カリウムはマンガン酸カリウムの水溶液に無水炭酸を通じて工業的に盛に製せらる。

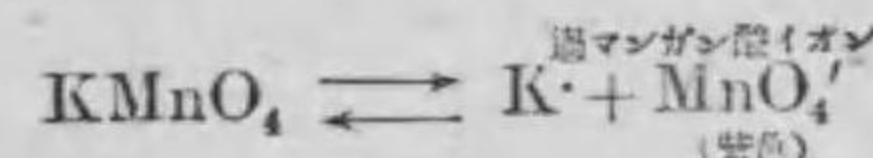


(性質) 過マンガン酸カリウムは黒紫色稜柱狀の結晶にして(有色の結晶體)、

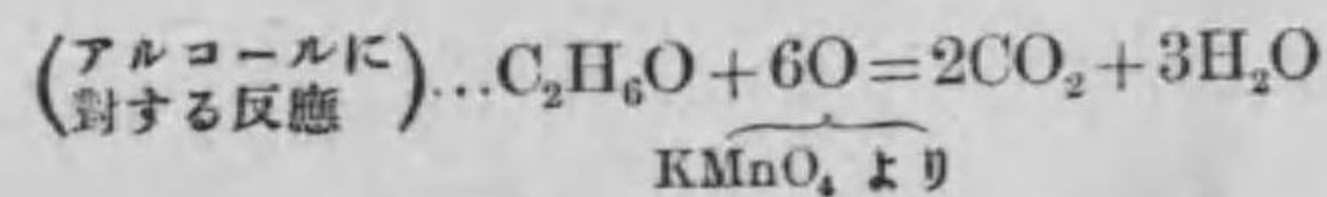
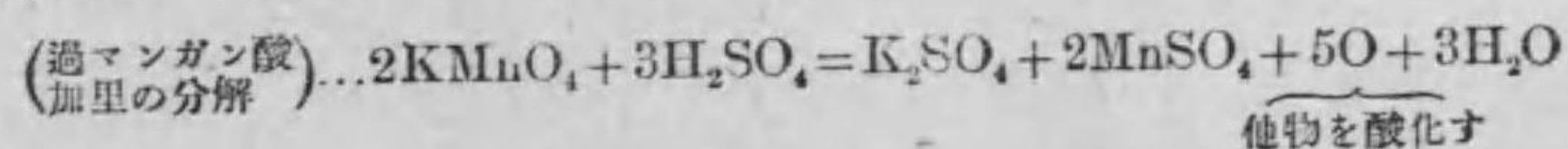


第129圖—過マンガン酸カリウムの結晶(紫)

金屬様の光澤を有し、常溫に於て15倍量の水に溶解して深紫色の液となる。之れ紫色の過マンガン酸イオンを生ずるによる(溶液色圖)。

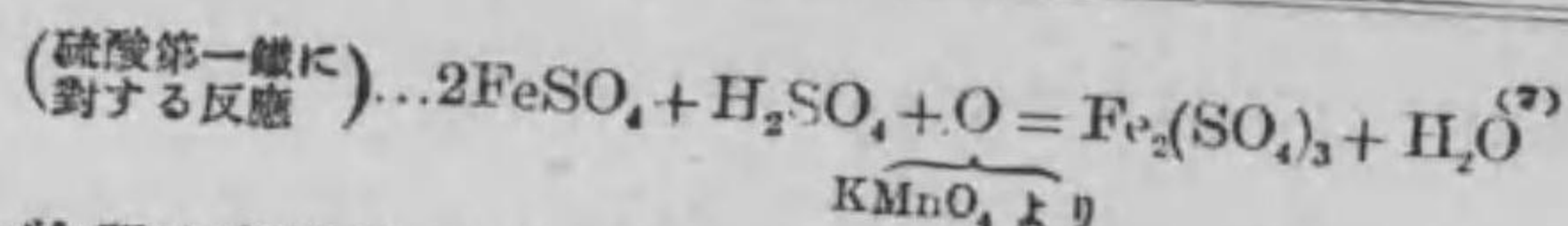


過マンガン酸カリウムは強き酸化力を有し、其溶液に硫酸を加へたるものは有機物の如き酸化され易き物質を酸化し、同時に自ら分解して無色の化合物に變ず。



(6) KMnO_4 にアルカリの過量を加ふれば綠色に復す。

$$4\text{KMnO}_4 + 4\text{KOH} = 4\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$$



故に此物質は有機物或は第一鐵鹽を定量し、又酸化性殺菌劑として含嗽劑、防臭劑⁽⁸⁾に使用す。

6. 摘要

マンガン Mn=54.93, 原子價 2 價(安定), 3 價(不安定), 比重 8.0, 融點 1245°, 沸點 1900°.

化學式	名稱	製法	性質	用途
Mn	マンガン (Manganese)	MnO ₂ をAlにて還元す。	灰色にして質硬く、高温にて水を分解し、又酸に可溶なり。	マンガン鋼
Mn ⁺⁺	マンガン=イオン	MnSO ₄ の溶液。	淡紅色。(NH ₄) ₂ Sにより淡紅色の沈澱(MnS)を生ず。	—
MnO ₄ [—]	マンガン酸イオン	K ₂ MnO ₄ の溶液。	綠色。H ⁺ により紫變す。	—
MnO ₄ [—]	過マンガン酸イオン	KMnO ₄ の溶液。	紫色。OH [—] により綠變す。	—
MnO ₂	二酸化マンガン (Manganese Dioxide)	天然。	黑色の粉末、接觸作用を呈す。酸化作用を呈す。KOHと酸化劑とによりK ₂ MnO ₄ を生ず。	酸素、ハロゲン、マンガン鹽の製造。電池。
KMnO ₄	過マンガン酸加里 (Potassium Permanganate)	K ₂ MnO ₄ に酸を加ふ。	黒紫色の結晶。MnO ₂ を生ず。酸化作用を呈す。	試薬、醫藥、防臭劑。

7. 問題

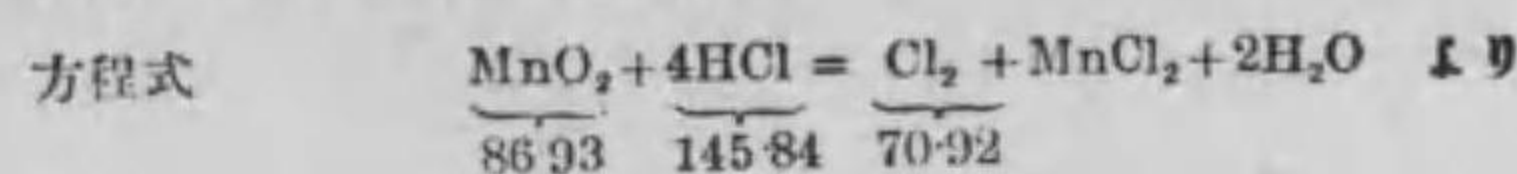
- 1.* 二酸化マンガン及び過マンガン酸加里の性質用途如何。
(397頁, 399頁)
- 2.* 100分中 85分の二酸化マンガンと 15分の酸化第二鐵とより成れるマンガン鑛の 200瓦を鹽酸とともに熱するときは、幾瓦

(7) $10\text{FeSO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$

(8) 同に投入すれば有効なる防臭作用を呈す。

の鹽素瓦斯を得らるるか。且此鑛石を全く溶解するに要する鹽酸中の鹽化水素の量は幾何なるか。

解 鹽酸に溶解し鹽素を發せしむるは二酸化マンガンのみにして、酸化第二鐵は鹽酸に溶解して之を中和するに止まる。而して此鑛石 200瓦中の二酸化マンガンは 200×0.85 瓦なるが故に、



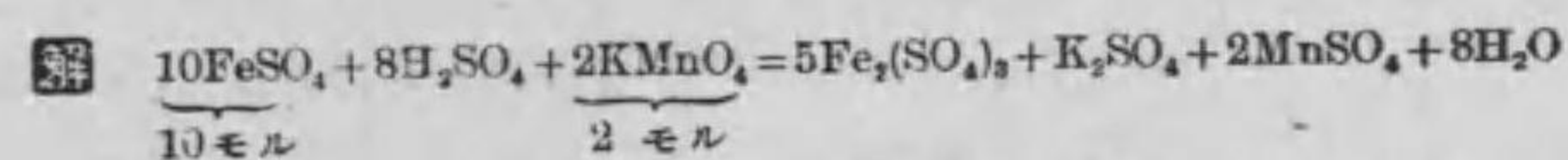
鹽素の量は $200 \times 0.85 \times \frac{70.92}{86.93} = 138.7$ 瓦

にして、同時に要せし鹽化水素の量と此鑛石中の酸化第二鐵 200×0.15 瓦を溶解する鹽化水素の量(次の方程式により求むべし)との和は求むる鹽化水素の全重量なり。

($\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$)
 鹽化水素の量 $200 \times 0.85 \times \frac{145.84}{86.93} + 200 \times 0.15 \times \frac{212.76}{159.68} = 325.2$ 瓦

答 Cl₂ 138.7 瓦, HCl 325.2 瓦.

3. 硫酸第一鐵液 50c.c. が $\frac{1}{10}$ モルの過マンガン酸加里溶液 30c.c. を褪色せしめたりとせば、其濃度幾何なるか。



により過マンガン酸加里 1モルを分解するに要する硫酸第一鐵の量は 5モルなるが故に、求むる値次の如し。

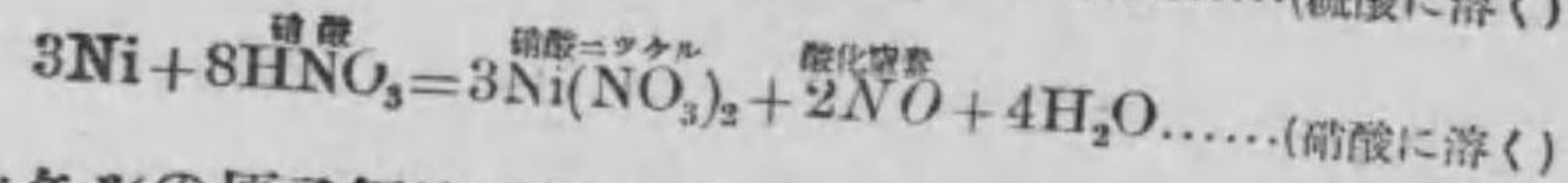
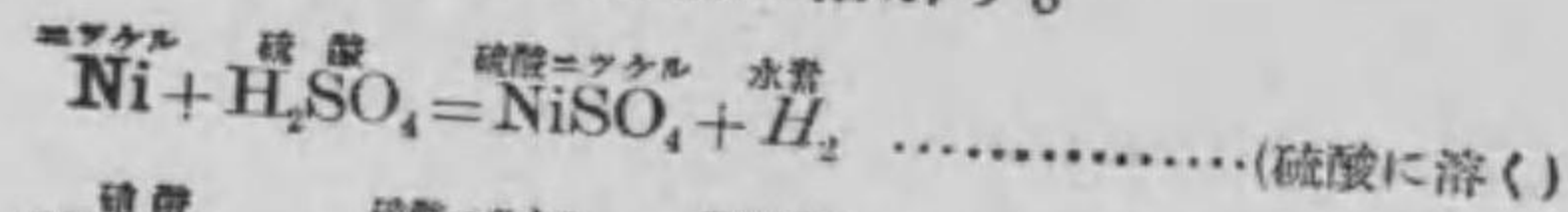
$\frac{1}{10} \text{モル} \times \frac{10}{2} \times \frac{30}{50} = \frac{3}{10} \text{モル}$ 答 $\frac{3}{10}$ モル

第四節 ニッケル コバルト

1. ニッケル [Ni] ニッケル⁽¹⁾は銀白色硬靱にして、且空

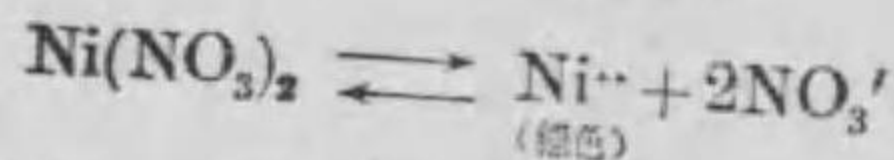
(1) ニッケルは 1751 年 Cronsted 氏發見せり。

氣中に於て變化し難きが故に、其まゝにて器具を製作し、鐵、眞鍮等の表面に鍍して銹を防ぎ、又は白銅(銅³, ニッケル¹)、洋銀(ニッケル¹, 亜鉛¹, 銅²)、ニッケル鋼(ニッケル³%)等の合金の製造に供せらる。此物は鹽酸及び硫酸には徐に溶解し、硝酸には容易に溶解す。

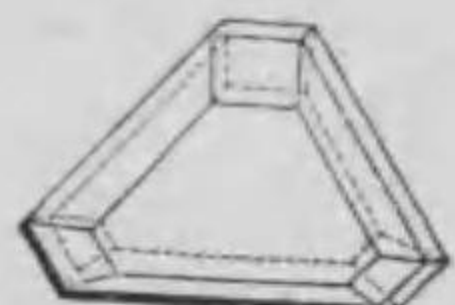
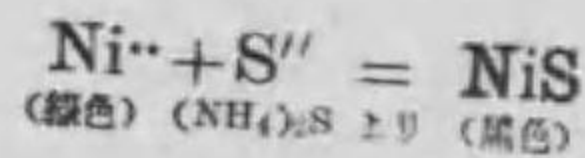


ニッケルの原子價は鐵屬の他の元素と同じく 2 價及び 3 價にして、2 價の安定なるはマンガンに似たり。

2. **ニッケル=イオン** $[\text{Ni}^{2+}]$ 可溶性ニッケル鹽の溶液は綠色のニッケル=イオンを含む。

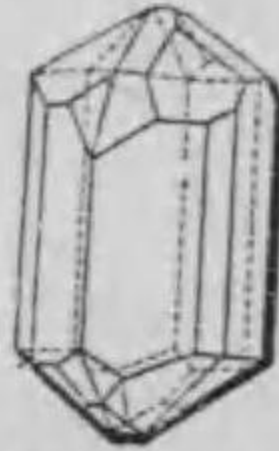
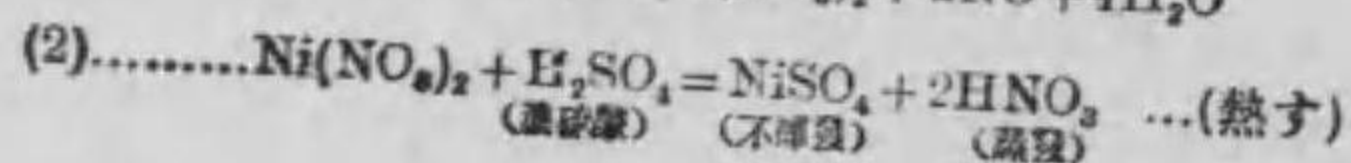
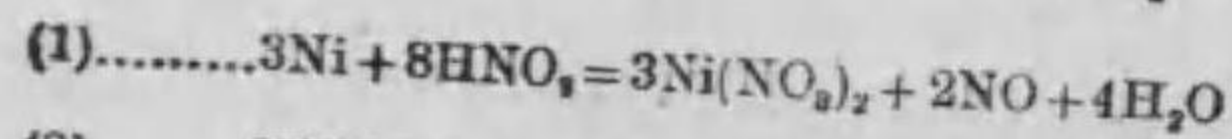
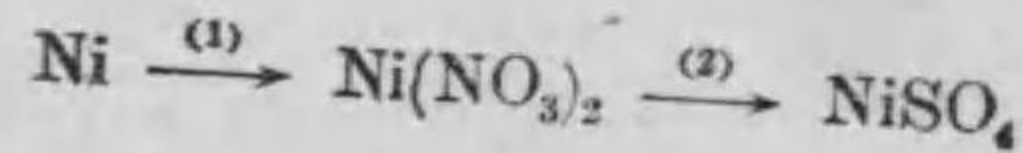


之に硫化アムモニウムを加ふれば黑色の硫化ニッケルの沈澱を析出す。



第 130 圖—硫化ニッケルの結晶(綠).

3. **硫酸ニッケル** $[\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}]$ ニッケルは徐々に硫酸に溶解するに過ぎざるが故に、硫酸ニッケルは先づニッケルを硝酸に溶解して硝酸ニッケルとなし、次に濃硫酸を加へて熱し分解生成せる硝酸を蒸發し去りて硫酸ニッケルを残留せしむ。

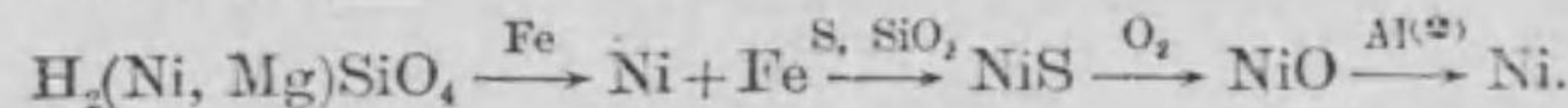


第 131 圖—硫酸ニッケルの結晶(綠).

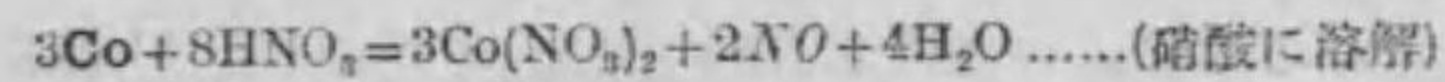
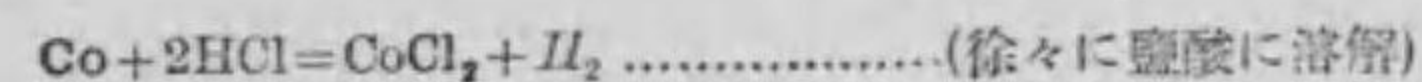
硫酸ニッケルは綠色單斜狀の結晶にして(着色圖)、硫酸第一鐵と同一の形式を有する七水鹽をなし、其溶解度は常溫に於て凡そ 40 なり。この物質と硫酸アムモニウムとの複鹽なる硫酸ニッケル=アムモニウム $[\text{NiSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}]$ は綠色可溶性にして、ニッケル鍍の原料たり。

4. **ニッケルの冶金** ニッケルは主として珪酸鹽なるガ

ーニエライト $[\text{H}_2(\text{Ni}, \text{Mg})\text{SiO}_4]$ として産出す。此鑛石に鐵を加へて熔融するときはニッケルは鐵に融合して合金となるが故に、之に硫黄と砂とを加へて灼熱しニッケルを硫化ニッケルに變じて可融性の珪酸鐵より分ち、更に燒きて酸化ニッケルとなし、アルミニウムにて還元してニッケルを得。



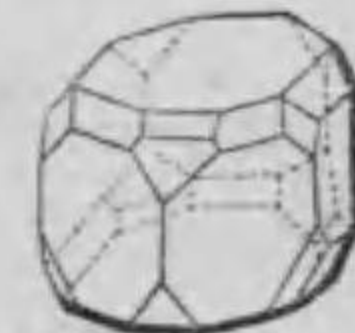
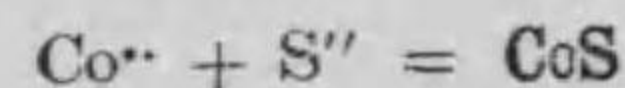
5. **コバルト** $[\text{Co}]$ コバルトは帶赤白色の硬き金屬にして、空氣中に於て變化し難きこと、鹽酸及び硫酸に徐に溶解し、硝酸には容易に溶解すること、原子價は 2 價及び 3 價にして、2 價の安定なること等、全くニッケルの性質に一致す。



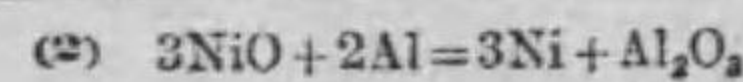
此金屬は現今未だ實用上の用途を見出す能はず。

6. **コバルト=イオン** $[\text{Co}^{2+}]$ は

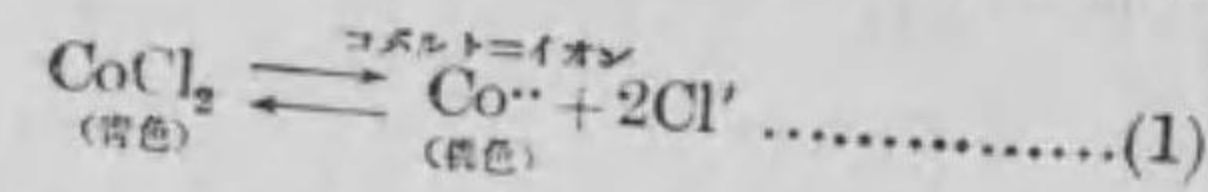
桃色を呈し、硫化アムモニウムにより黑色の硫化コバルトを沈澱す。



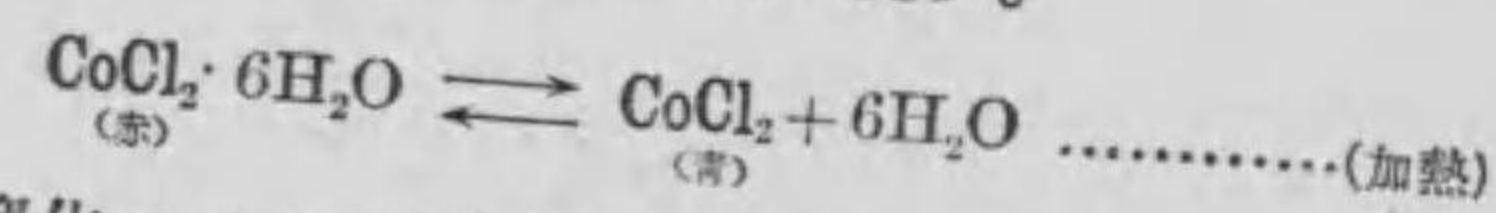
第 132 圖—硫酸コバルトの結晶(桃).



7. **鹽化コバルト** $[\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}]$ 水酸化コバルトを鹽酸に溶解して得らるる赤色一斜狀の結晶鹽にして其無水鹽(CoCl_2)は青色を呈すれども、水溶液はコバルト=イオンの桃色を帯ぶ。



従つて鹽化コバルト溶液に食鹽を溶解せしむれば、食鹽より生ずる鹽素イオン Cl^- の爲めに溶液中の Cl^- の濃度の増加を來し上の反應は左方に進行して不解離の CoCl_2 の濃度を増加し、液は著しく青色を呈するに至る。又含水コバルト鹽は赤色なれども熱して結晶水を除去すれば青色の無水鹽に變ず。

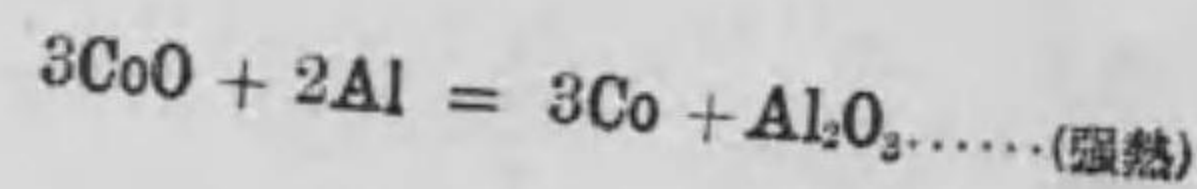


之に基き鹽化コバルトの稀薄なる溶液にてあぶり出し(陰顯墨)を造るを得べし。

8. **他のコバルト鹽** 珪酸コバルト $[\text{CoSiO}_3]$ 酸化コバルト(異稱)を硝子或は磁土の如き珪酸鹽と融合せしむるときに之を生ず。硝子或は磁器の青色なるは之を含むによる。

コバルト化合物を硼砂球と融合せしむれば青色の硼酸コバルトを生ず。之れコバルトの鑑識に用ひらるる反應なり(着色圖)。

9. **コバルトの冶金** コバルトの鑛石は砒コバルト鑛 $[\text{CoAs}_2]$ 、輝コバルト鑛 $[\text{CoAsS}]$ を主とす。此鑛石を煨焼して酸化コバルトに變じ、次に之をアルミニウムにて還元してコバルトを遊離せしむ。



10. **摘要** ニッケル Ni=58.68, 原子價 2(安定) 3(不安定), 比重 8.9, 融點 1484°.

コバルト Co=58.97, 原子價 2價(安定), 3價(不安定), 比重 8.5, 融點 1520°.

化學式	名稱	製法	性質	用途
Ni	ニッケル (Nickel)	鐵石を酸化物となし、Alにて還元す。	灰白色、強靱。常溫にて酸化せず。硝酸に可溶。	器具、鍍金、合金。
Co	コバルト (Cobalt)	同上	同上	—
Ni ⁺	ニッケル=イオン (Nickel Ion)	ニッケル鹽の溶液。	綠色。S ²⁻ により黑色沈澱を生ず。	—
Co ⁺	コバルト=イオン (Cobalt Ion)	コバルト鹽の溶液。	桃色。S ²⁻ により黑色沈澱を生ず。	—
NiSO ₄ (7H ₂ O)	硫酸ニッケル (Nickel Sulphate)	NiをNi(NO ₃) ₂ とし、硫酸を加へて熱す。	青綠色。複鹽NiSO ₄ ·(NH ₄) ₂ SO ₄ ·6H ₂ Oを造る。	ニッケル鍍用
CoCl ₂ (6H ₂ O)	鹽化コバルト (Cobaltic Chloride)	水酸化物を鹽酸に溶解す。	桃色結晶。無水鹽は青色。硝子及硼砂と青色化合物を造る。	硝子及び磁器の着色。(但此目的を達すべくCoOを用ふ)

11. **問題** 1. ニッケル及びコバルト化合物中主要なるものをあげ、其性質を説け。(上の表)

2. 硫酸ニッケル溶液を用ひて鍍金する際の化學變化を示すべし。

解 NiSO₄ ⇌ Ni²⁺ + SO₄²⁻ のNi²⁺は陰極に至りて放電して鍍すべき物體上に析出し、SO₄²⁻は陽極に至りてSO₂となるやニッケル極板を溶解す。

3. 鐵屬元素及び化合物につき共通なる點をあげよ。

解 (1) 灰白色強靱なること、(2) 空氣中にては變化し難く、高温に於て水を分解すること、(3) 酸に溶解し、アルカリに侵されざること、(4) 2價及び3價なること、(5) 組成の類似せる化合物を造ること。

第二章 錫族(何れも稀薄なる酸類に溶解す)

第一節 錫

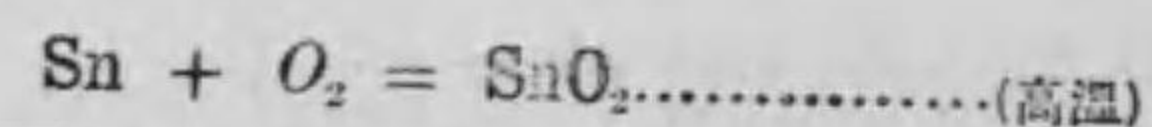
1. **錫** 【物理的性質】 錫は (1) 耐性ありて空気中に於て變化し難き光澤を有すること, (2) 質柔軟にして展性を有すること, (3) 重金属(比重4以上のもの)中最も融點低くして融解の容易なること (4) 重要なる性質を有する合金を造ること等の實用上の諸性質を具ふ。

錫を 200° に熱すれば甚だ脆弱となりて容易に粉碎するを得るに至り, 次に熔融し (230°), 1500° に於て Sn に相當する分子式を有する無色の氣體となる。而して熔融せる錫を冷却するときは凝固に際して結晶狀に變ず。^(*)

錫の鉛との合金は白鐵と名づけ融點低く, 水銀との合金即ち錫アマルガムは良く光を反射し, 銅との合金なる青銅は鑄造に適するを以て特性とす (第 364 頁)。

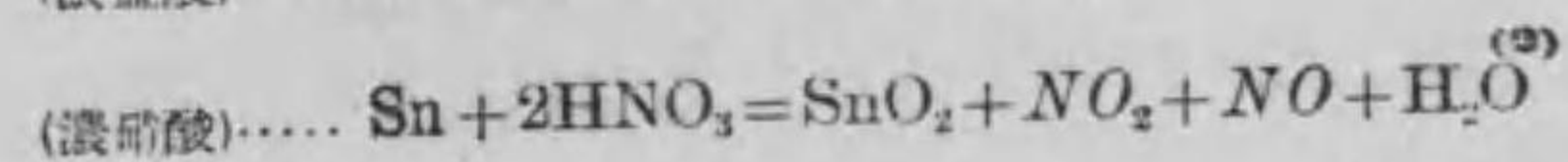
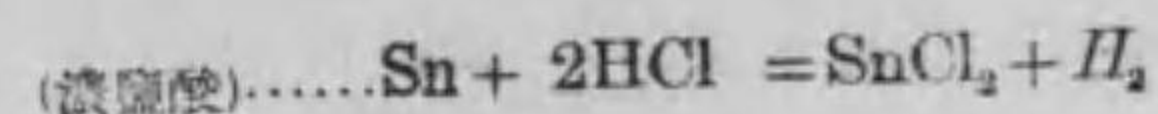
【化學的性質】 錫は 2 價及び 4 價として作用し, 4 價なる第二化合物は一般に安定なり。

錫は空氣中に放置する際, 水及び無水炭酸等の作用を受くることなきも, 強熱するときは白光を放ちて燃焼す。其燃焼果生物は酸化第二錫なり。



(*) 此結晶は錫の面を鹽酸にて洗ひて觀察するを得べく, 又棒狀錫を曲ぐる時は結晶の褶み合により一種の音 (錫の叫聲といふ) を發するにても知らる。

錫は稀薄なる酸類には徐々に作用せらるるのみ。然れども濃鹽酸及び硝酸には容易に溶解す。

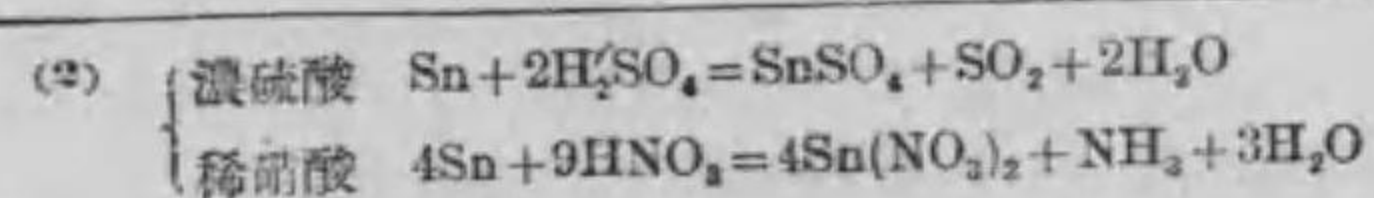
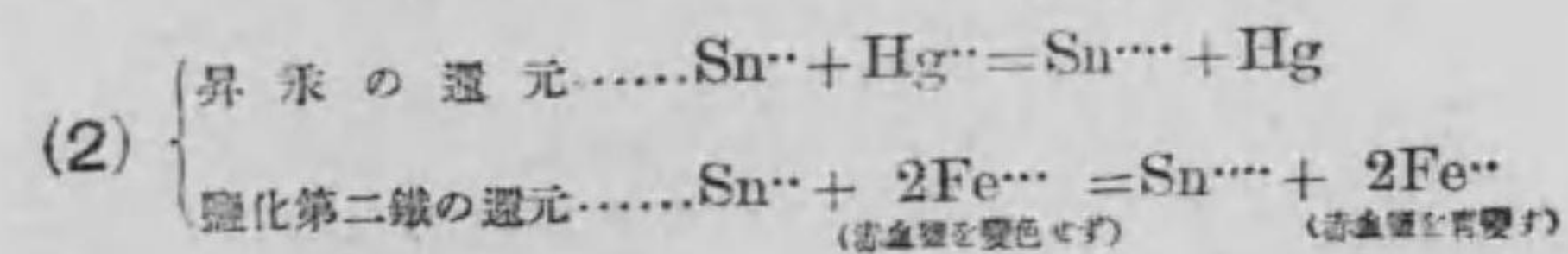
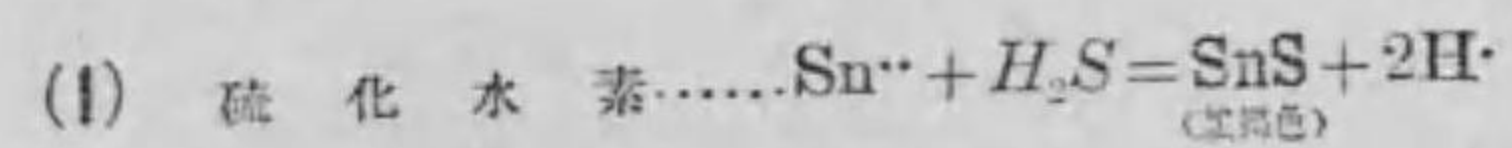


【用途】 錫は鐵板の表面に鍍し所謂ブリキを製するに最も多量に用ひらる。ブリキは鐵の物理的耐性と錫の色澤及び化學的の耐性とを兼ねるを以て罐詰用器, 裝飾品, 玩具等の製造に廣く使用せらる。

錫は又箔となして濕潤し易き物品, 揮發性の香料を包み, 或は電氣器械の製作に供す。錫の合金たる青銅, 白鐵, プリタニア金(銀140, アンチモン7, 銅3), 活字金は器具, 器械, 活字等に製せらる。

2. **錫イオン** 【Sn²⁺】 【Sn⁴⁺】 錫は 2 價と 4 價との二種のイオンを生ず。

第一錫イオン [Sn²⁺] は無色にして, (1) 硫化水素に逢ひて硫化第一錫の黒褐色沈澱を生じ, (2) 第二錫イオン Sn⁴⁺ に酸化せんとする傾向強く従つて強力なる還元作用を呈す。

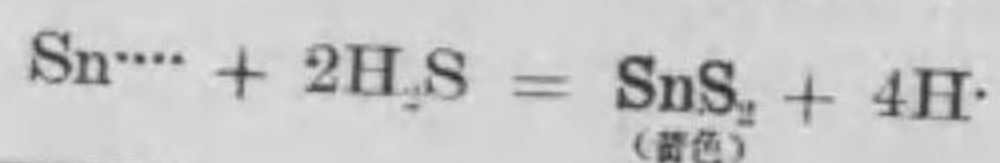


(3) 鐵の表面に錫を鍍するには清淨なる鐵板を熔融せる錫の中に浸し次に之を油の中に移して冷却せしむるなり。

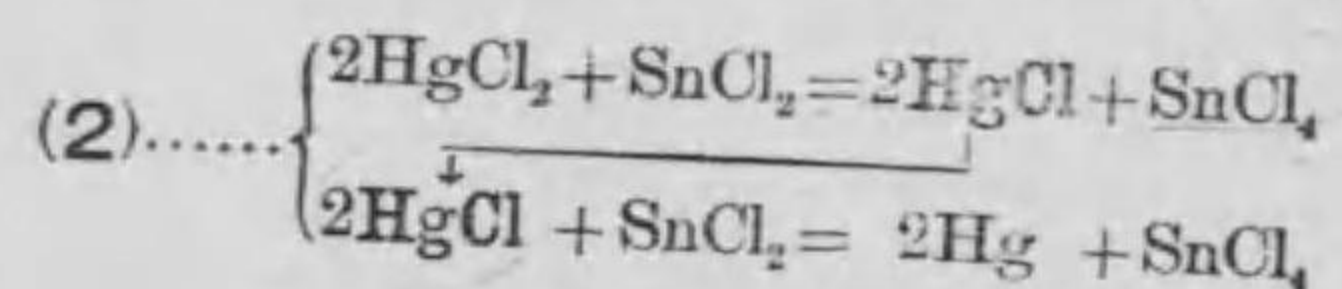
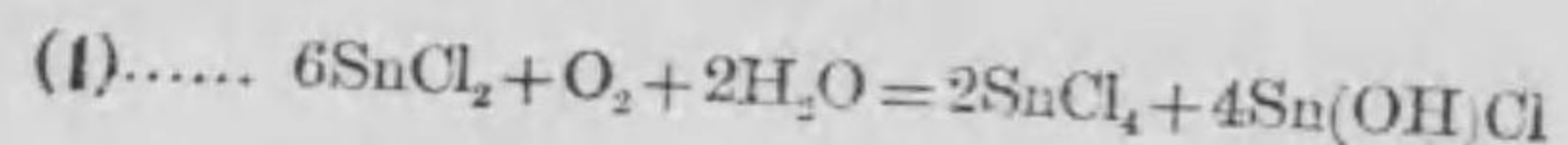
然れども錫よりも一層イオン化傾向の大なる金屬例へば亜鉛により還元せられて結晶狀の金屬錫となる。



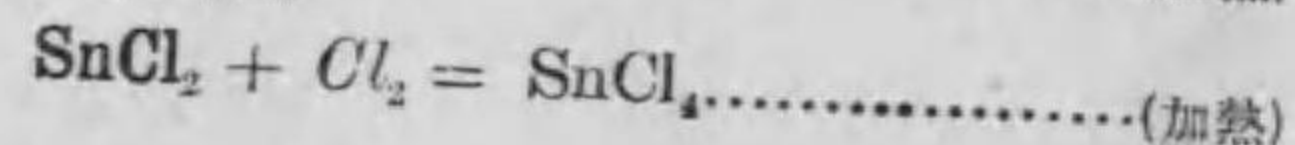
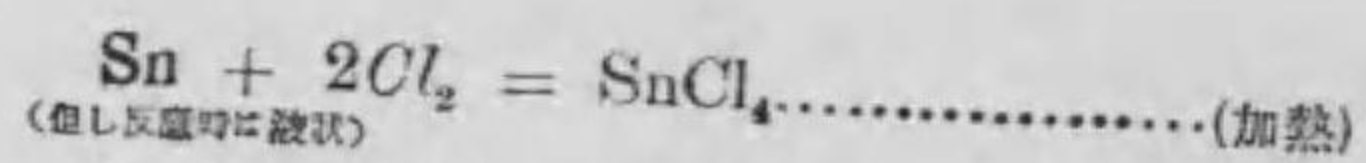
第二錫イオン [Sn²⁺] も亦無色なれども、第一錫イオンと異なり硫化水素に逢ひ黄色の二硫化錫を沈澱す。



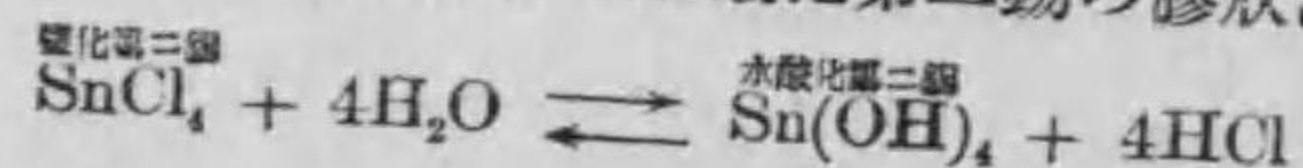
3. **錫の鹽化物** [SnCl₂·2H₂O] [SnCl₄] 《鹽化第一錫》錫の鹽酸溶液を蒸發するときは鹽化第一錫 [SnCl₂] の白色針狀をなせる二水鹽を結晶す。此物の特性は甚だ酸化し易きことにして、(1) 其水溶液は空氣中より酸素を吸收して鹽化第二錫を生じ、(2) 鹽化第二水銀の溶液を還元して先づ白色の鹽化第一水銀を沈澱し、更に灰色の水銀を遊離せしむ。



《鹽化第二錫》鹽化第二錫は鹽化第一錫を熱し鹽素を通じて多量に製出す。



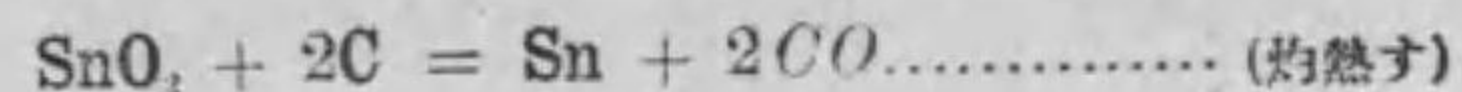
此鹽は第一錫鹽と異なり發烟性を有する無色の液體にして、水に溶解するときは加水分解して水酸化第二錫の膠狀沈澱を生ず。



鹽化第二錫は又鹽化アムモニウムと化合してピンク鹽 (SnCl₂·

2NH₄Cl) と名づくる複鹽を生ず。之れ媒染劑として用途廣き錫鹽なり。

4. **錫の冶金** 錫は酸化第二錫 (SnO₂) 即ち錫石^(*)となりて産出す。之を燒きて夾雜せる硫黄及び砒素を酸化物として逸散せしめ、石炭と共に反射爐内にて強熱して錫を遊離せしむ。



生成する錫は通常鑄型に注入して棒狀を附與す。

5. **摘要** 錫 Sn=119.0, 原子價 2 價 (不安定), 4 價 (安定), 比重 7.3, 融點 230°, 沸點 1500°.

化學式	名 稱	製 法	性 質	用 途
✓ Sn	錫 (Tin)	SnO ₂ を C にて還元す。	色灰にして耐性あり。重金屬中最も融解し易し。濃鹽酸・濃硝酸に可溶。合金を造る。	ブリキ、錫箔、合金。
Sn ²⁺	第一錫イオン (Stannous Ion)	第一錫鹽を溶解す。	無 色。還元作用強し。	—
Sn ⁴⁺	第二錫イオン (Stannic Ion)	SnCl ₄ を溶解す。	無 色。	—
✓ SnCl ₂ (2H ₂ O)	鹽化第一錫 (Stannous Chloride)	Sn を HCl に溶かす。	針狀白色結晶。可溶。酸化され易し。	媒染劑。還元劑。
✓ SnCl ₄	第二鹽化錫 (Stannic Chloride)	SnCl ₂ に Cl ₂ を作用せしむ。	無色發烟性液體。	媒染劑。
✓ SnO ₂	酸化第二錫 (錫石) (Stannic Oxide)	天然に産す。	不 溶。	錫の原料。

6. **問 題** 1. 錫の冶金法及び性質用途如何。 (406 頁)

2.* 青銅、眞鍮、洋銀、ブリキは各如何なる金屬なりや。 (364 頁)

3. 鹽化第一錫の製法、性質を説明すべし。 (408 頁)

(*) 錫石は英國、東印度、白露より産す。
(5) ブリキは合金にあらざることに注意すべし。

4. ブリキは鐵と錫とを含むことを如何にして鑑識すべきか。

解 ブリキを熱すれば、表面より錫が熔融して分離するを見るべく、又硝酸に溶解し黄血鹽を用ひて第二鐵イオンの検出法を試むべきなり。

第二節 鉛

1. 鉛 (物理的性質) 鉛は帶青色の金属にして、(1) 比重重大なること、(2) 質柔軟にして加工の容易なること、(3) 化學的耐性あること、(4) 融解し易き合金を造ること等は實用上の主なる特性なり。

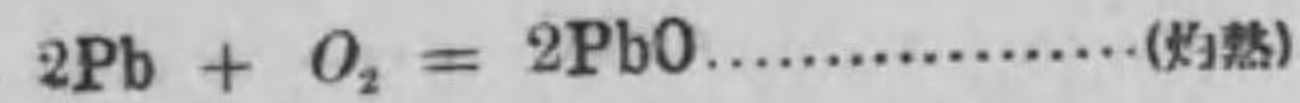
鉛の合金には錫との合金に白鐵あり、アンチモン(少量の錫)との合金に活字金(凝固の際し膨脹す)あり、蒼鉛及びカドミウムとの合金にウッド金あり。何れも融解し易きを特性とし、又砒素との合金は硬度大にして散彈を造るに適す。

、(化學的性質) 鉛の新に磨きたる面は暫時にして其光澤を失ふ。これ鉛が空氣及び濕氣の作用を受けて水酸化鉛 [Pb(OH)₂] の薄き層にて被はれたるに由る。而して水道鉛管の如き天然水に觸るるものはそれに含まるるカルシウムの硫酸鹽、酸性炭酸鹽の作用を受け上の水酸化鉛は不溶性の硫酸鉛、炭酸鉛に變じて鉛の表面に固着し、却つて鉛の耐性を増加せしむ。

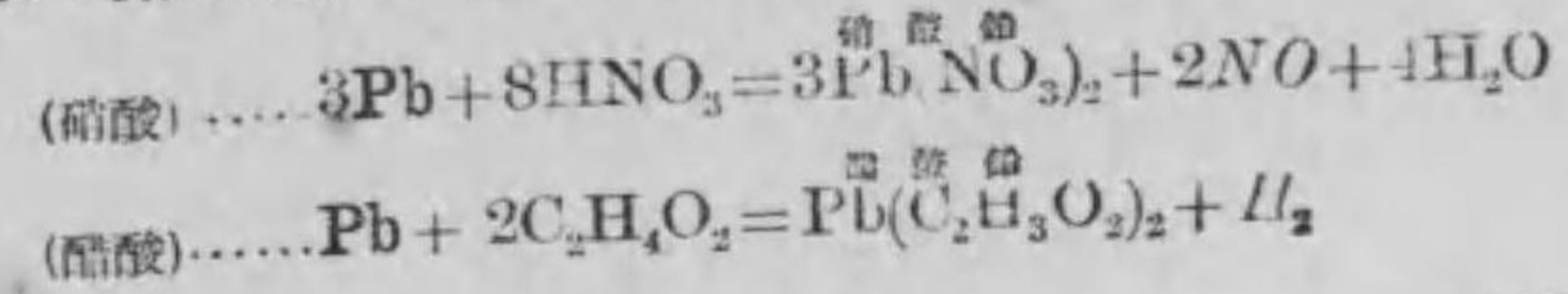
(1) 鉛は古くより知られ舊約全書にも記載せらる。古の化學者は土星(♄)の符號を與へたり。

(2)
$$\begin{cases} 2Pb + 2H_2O + O_2 = 2Pb(OH)_2 \\ Pb(OH)_2 + CaSO_4 = PbSO_4 + Ca(OH)_2 \\ Pb(OH)_2 + Ca(HCO_3)_2 = PbCO_3 + Ca(OH)_2 + CO_2 + H_2O \end{cases}$$

鉛を空氣中に於て熱すれば黄色の酸化物に變ず。

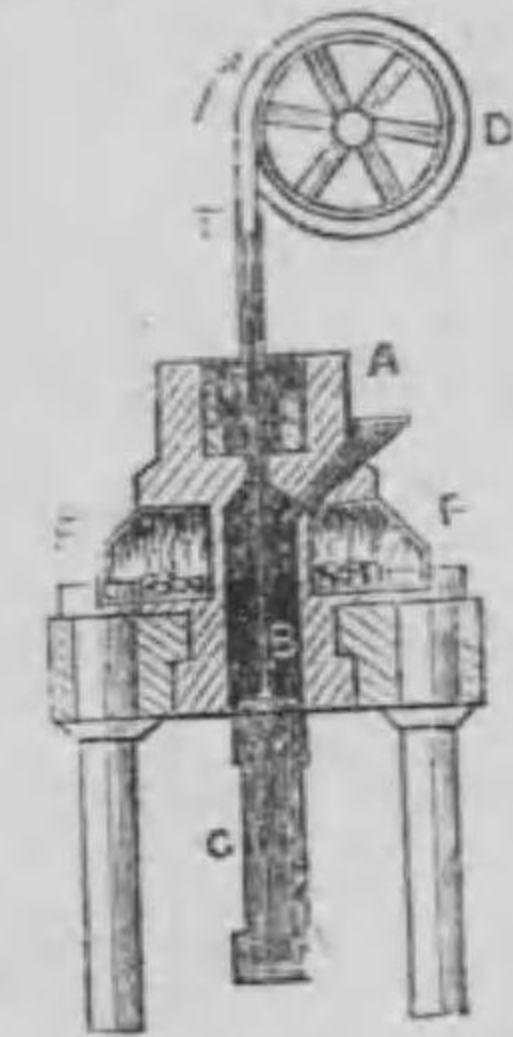


鉛は鹽酸、硫酸に僅かに侵蝕せらるるに過ぎず。之れ鉛と是等の酸と反應して生じたる鹽化鉛、硫酸鉛が水に不溶性にして、鉛の表面を被ふがためなり。硝酸鉛及び醋酸鉛の如きは水に溶解し易きを以て鉛は硝酸、醋酸に溶解し、殊に前者に於て速かなり。



上の諸例に見る如く鉛は通常2價なり。

(用途) 鉛は耐性ある上、柔軟にして加工の容易なるのみならず、金属中鐵に次ぎて廉なるが故に、鉛管として瓦斯管、水道管に用ひ、鉛板として硫酸鉛室、實驗室用流し等を造り、又は垣塙に打ち凹めらる。其合金には白鐵(鉛1, 錫1)、活字金(鉛75, アンチモン20, 錫5)の如き重要なものあり。



第133圖 鉛管を製す。(4)

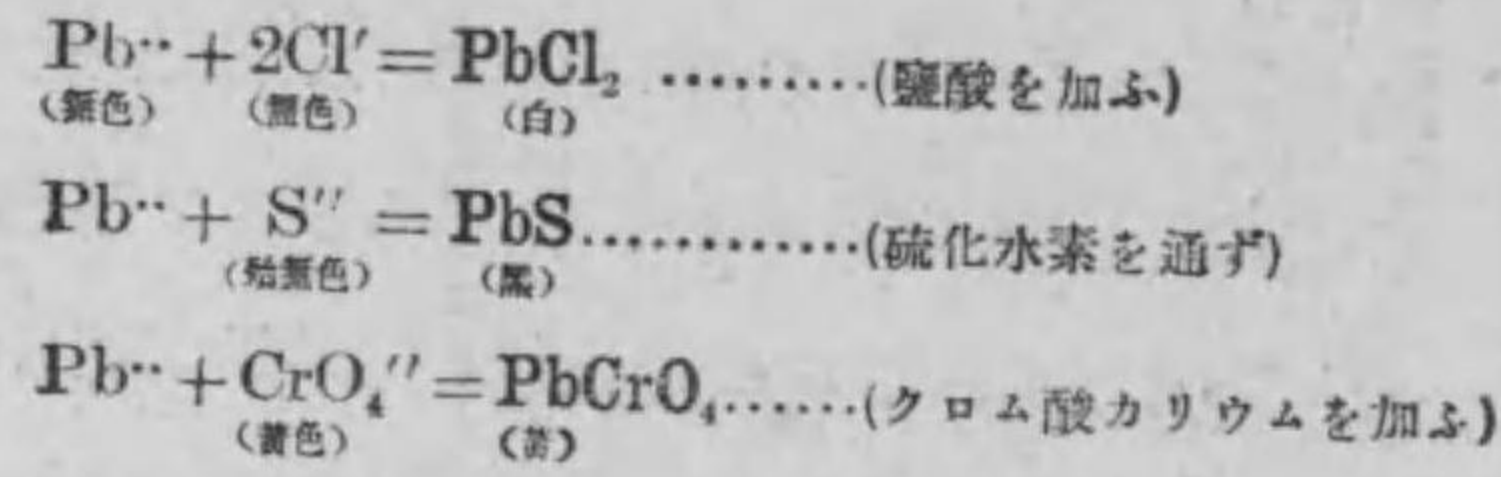
2. 鉛イオン [Pb²⁺] 鉛イオンは二價の陽イオンにして色無く、一種の甘味を有し、神經系統を犯して不治の病患に陥らしむる生理作用を呈す。鹽素イオン(鹽酸)、硫黄イオン(硫化水素)及びクロム酸イオン(クロム酸カリウム)に逢ひ、夫々白色、黑色

(3) $Pb + 2HCl = PbCl_2 + H_2$ $Pb + 2H_2SO_4 = PbSO_4 + SO_2 + 2H_2O$
(4) Aより鉛を、炭火Fにて熱せる・Bに注入し、Aを閉ぢたる後Cを押し上げ生じたる鉛管TをDに巻く。

並に黄色の沈澱を析出す。

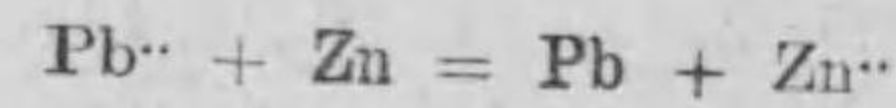


第134圖—鉛樹



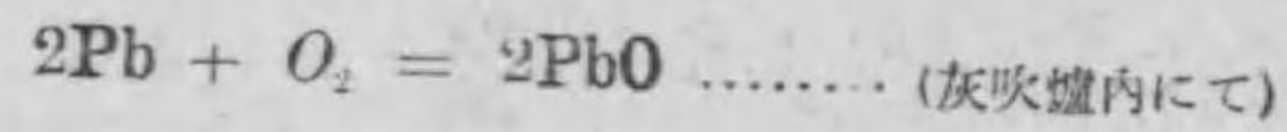
鉛イオンは又金属亜鉛のために還元せられ羊歯状の結晶となりて溶液より析出す(134圖)。

之れ鉛のイオン化傾向が亜鉛より小なるが爲めなり。



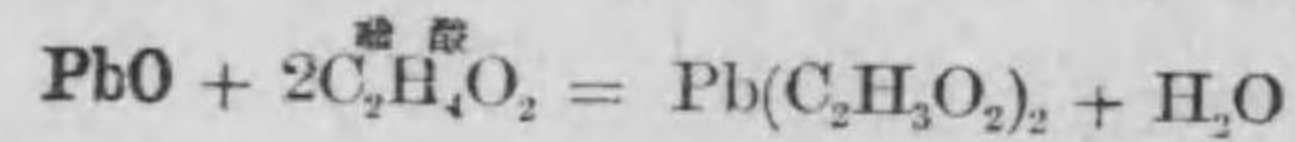
3. 鉛の酸化物 $[\text{PbO}]$ $[\text{Pb}_2\text{O}_3]$ $[\text{PbO}_2]$ 酸化鉛 $[\text{PbO}]$ は

鉛が空気中にて強熱せらるる時に生ずる化合物なるが故に(411頁)、灰吹法によりて鉛より銀を分離する際に多量に副生す(第353頁)。



酸化鉛は俗に密陀僧と呼ばるる黄色の粉末にして、

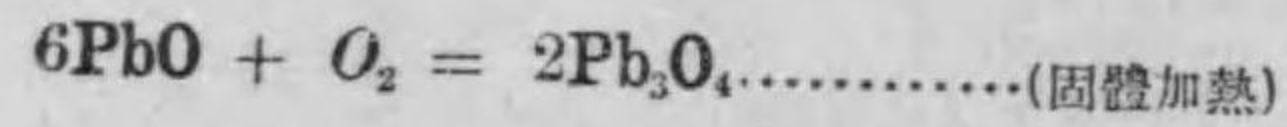
(1) 醋酸に溶解して醋酸鉛を製し、



(2) 硝子と融合して光の屈折率大なる珪酸鉛(鉛硝子)を製し、

(3) 又蓄電池に製せらる。

四三酸化鉛 $[\text{Pb}_3\text{O}_4]$ 酸化鉛を熱して融解せるものに空気を通ずれば、赤色粉末状の四三酸化鉛を生ず。

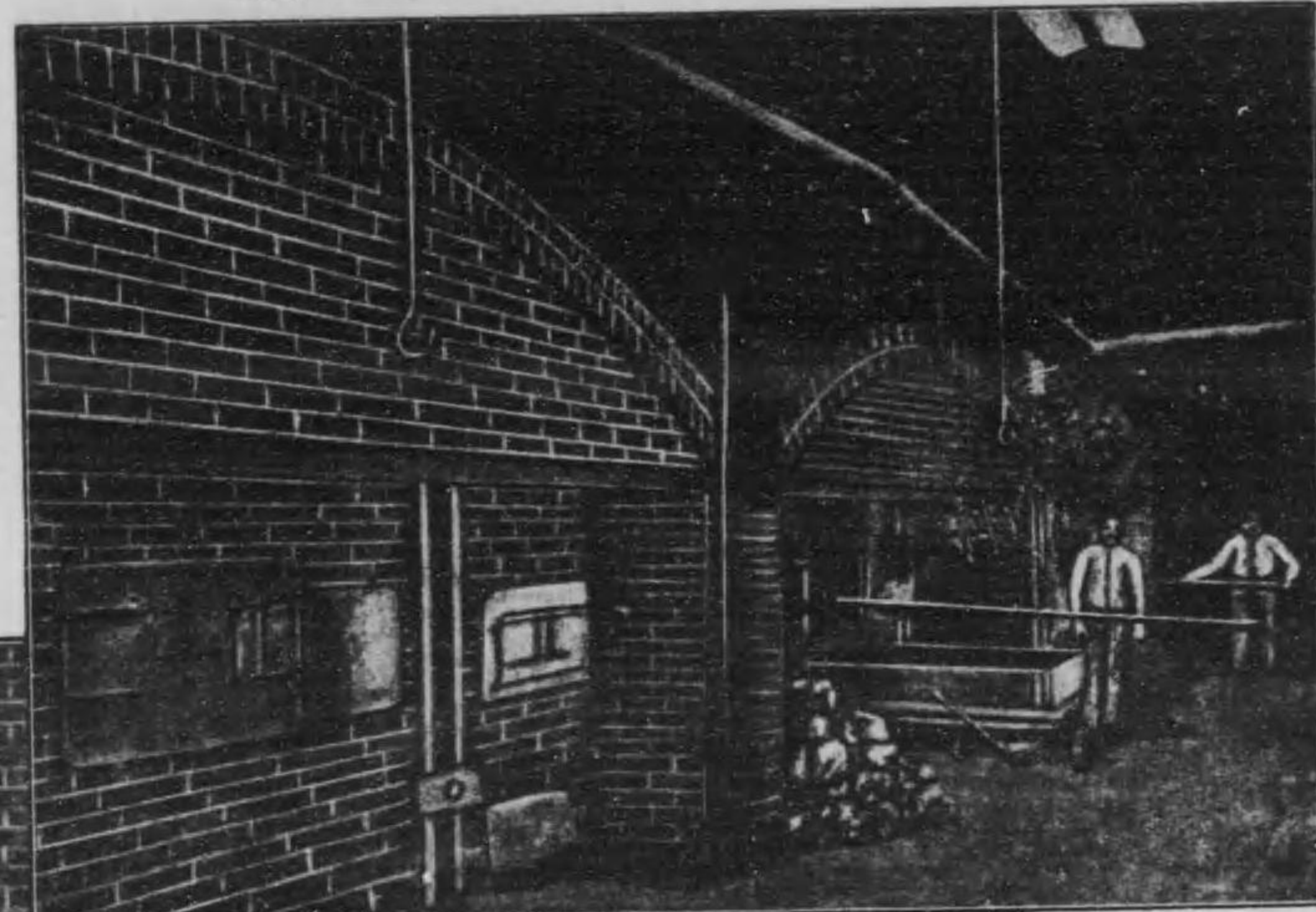


之を又鉛丹とも稱し、赤色顔料に供せらる。此物は硝酸に逢ひ褐

(6) 鹽と鉛とを區別するため前者を「えん」と讀み、後者を常に「なまり」と讀むを要す。

(7) $\text{Pb}_3\text{O}_4 = \text{PbO}_2 \cdot 2\text{PbO}$ 之を一層強熱すれば分解して酸素を發す。

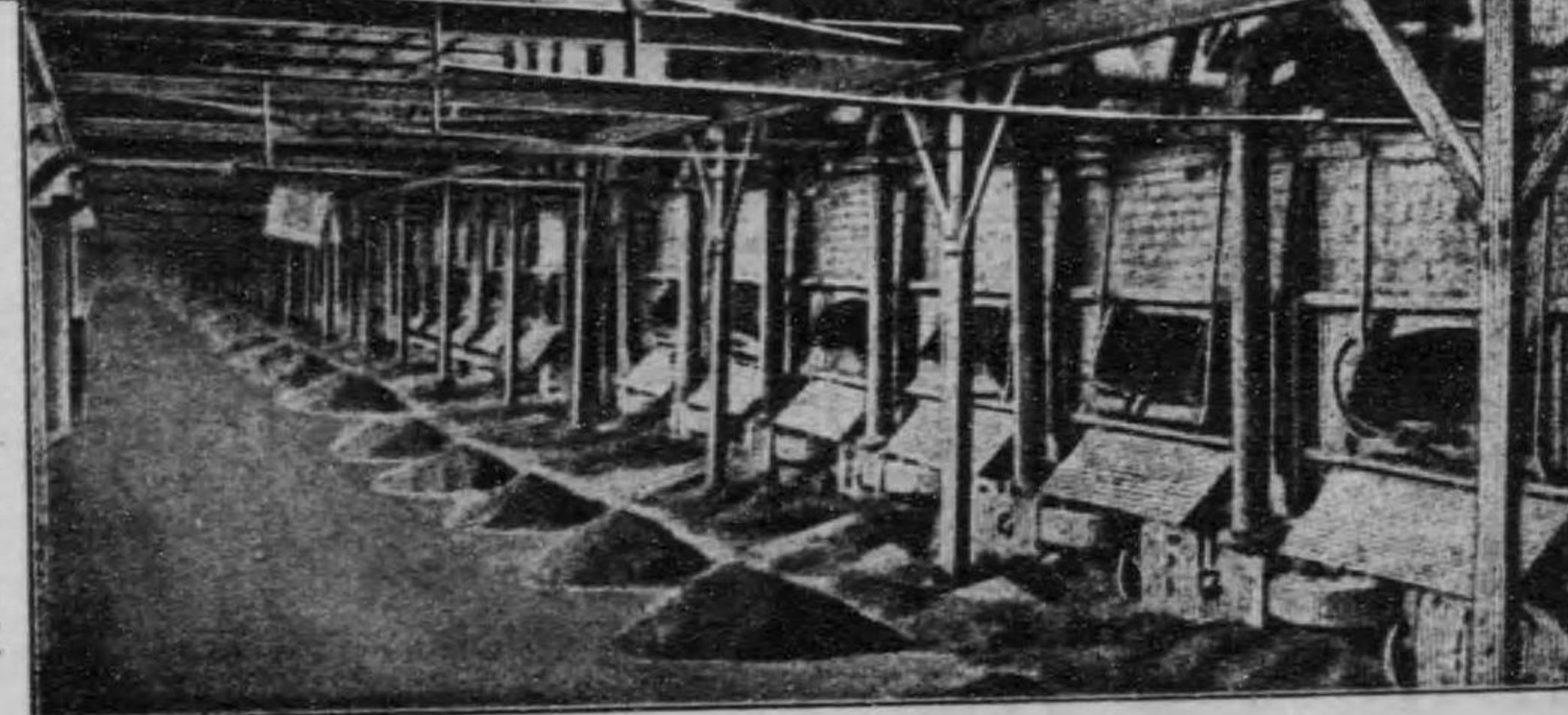
顔料の製造



鉛を燒きて鉛丹を製する爐

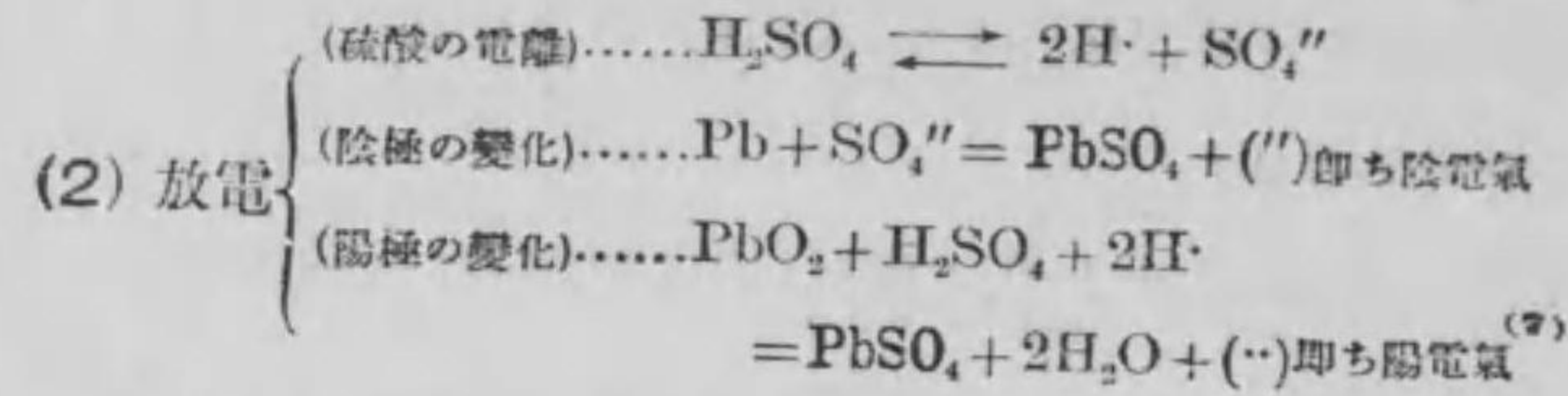


製する装置
鉛より鉛白を

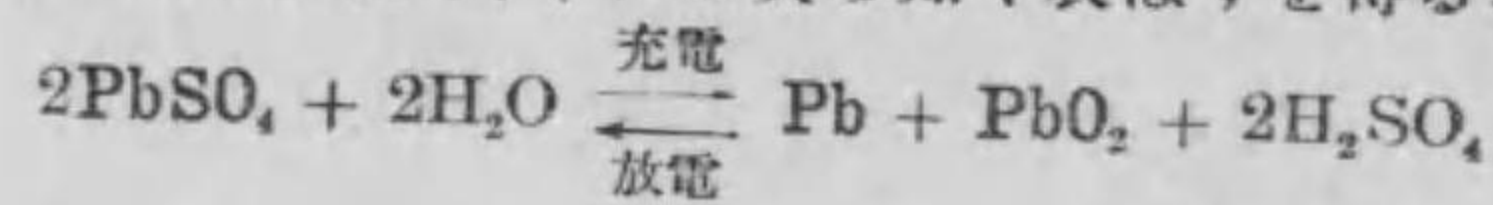


亞鉛を燒きて亞鉛華を製する爐

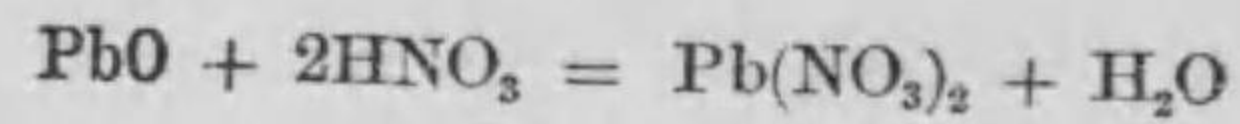
Pb + O2 = 2PbO



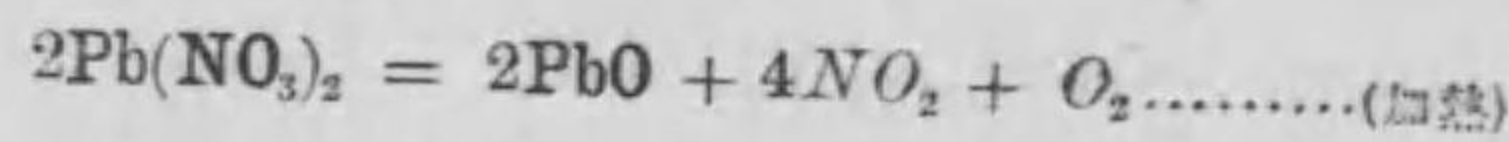
故に蓄電池の化学變化 (1) (2) は次の如く表はすを得るなり。



5. **硝酸鉛** $[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2]$ 硝酸鉛は酸化鉛を硝酸に溶解して製す。

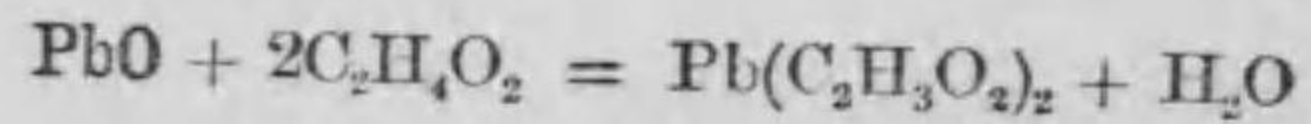


此物は多くの鉛鹽の水に溶解し難きに反し、よく水に溶解する白色の結晶鹽にして、強熱する時は分解して酸化鉛となり、同時に過酸化窒素を發生す (第 202 頁)。



故に此物は純酸化鉛、過酸化窒素の製取及び鉛イオンを要する試薬に供す。

6. **醋酸鉛** $[\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}]$ 酸化鉛を醋酸に溶解するときは醋酸鉛を生ず。



此鹽も亦硝酸鉛の如き可溶性の白色結晶にして、常溫に於て 50 の溶解度を有し、其溶液は鉛イオンを含みて特異の甘味を呈する

(7) 一度放電したる蓄電池は又元の如く充電せしむるを得べし。

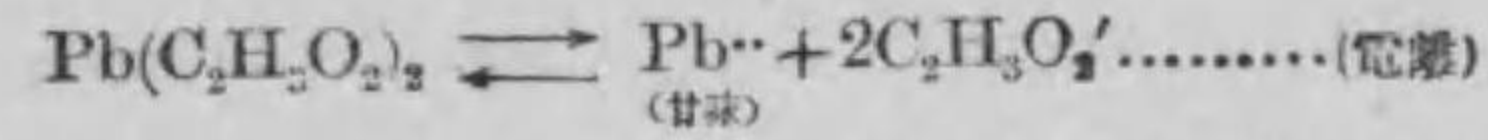
(溶液の變化) $\dots\dots \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{O}$

(陰極の變化) $\dots\dots \text{PbSO}_4 + \text{H}_2 = \text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4$

(陽極の變化) $\dots\dots \text{PbSO}_4 + \text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$

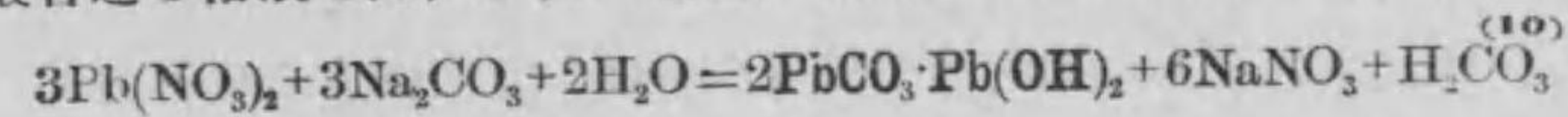
(8) 醋酸鉛を水に溶かすときには水酸化鉛の白濁を生ずるが故に、醋酸の數滴を加へて清澄ならしむべし。

が故に又鉛糖の名あり。

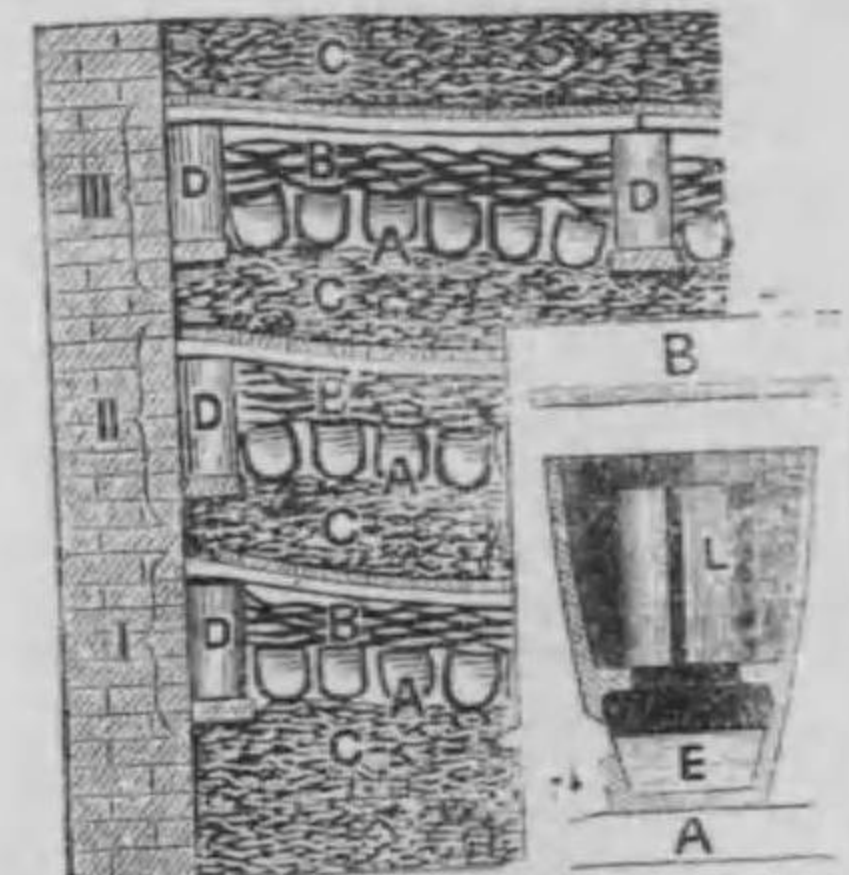


醋酸鉛は主として鉛イオン (Pb²⁺) を要する試薬となし、又收斂性醫藥として腸出血或は下痢止めに投ず。

7. **鹽基性炭酸鉛** $[\text{2PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2]$ 鉛鹽の溶液に炭酸曹達の溶液を加ふれば、鹽基性炭酸鉛の白色沈澱を生ず。



工業的に鹽基性炭酸鉛は鉛を醋酸の補助作用により空氣中の酸素、無水炭酸及び水蒸氣と化合せしめて製せらる。古來我國にて



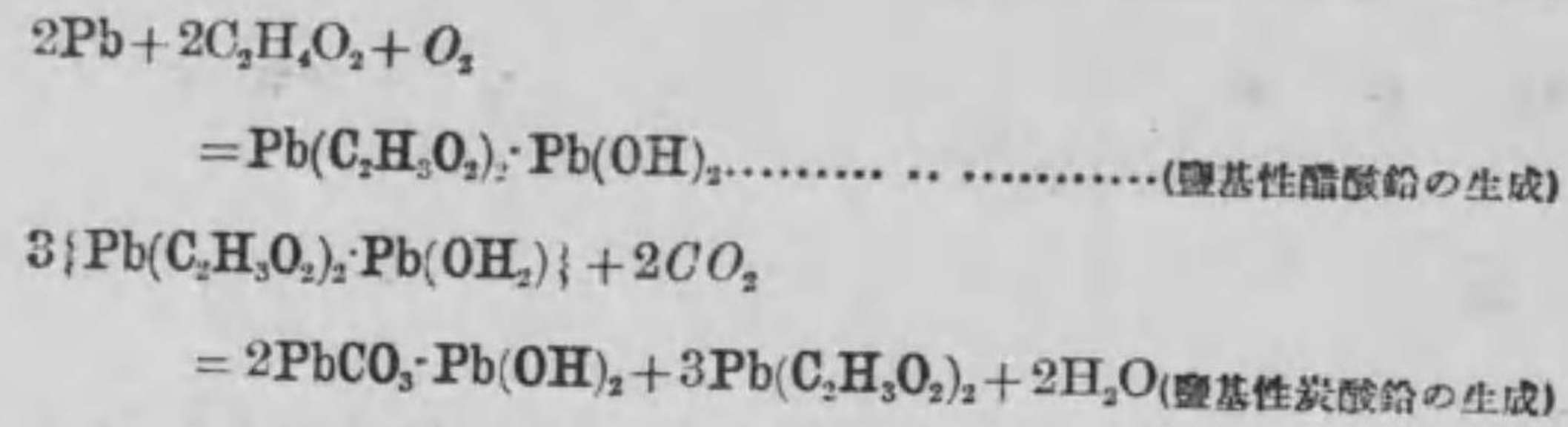
第 136 圖—鉛白の工業的製造。A. 醃壺, B. 鉛板, C. 動植物質, D. 支柱, E. 醋, L. 鉛板。

行はるる方法は薄き鉛板を巻きて底なき椀に入れ、其下に酢を入れたる鋼を置き、炭火にて凡そ 50° に温めつつ數週間に亘らしむ。又歐米諸國にては馬糞、或は糞皮 (糞皮に使ひて廢物となれる) の上に酢と鉛板を入れたる數個の甕を並べ室を密閉して二箇月許放置す (第 136 圖)。何れの方

法によるも鉛板は先づ酢より發する醋酸の蒸氣に觸れて鹽基性醋酸鉛となり、次に炭火或は動植物の廢棄物より發生する無水炭酸のために鹽基性炭酸鉛の白色粉末に變ずるが故に、之を剝落して水簸す。此際の反應は略次式にて表はさるるものの如し。

(9) $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$ は $[\text{PbCO}_3]_2 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$ にして $2[\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2]$ にあらず。

(10) イオン式にて表はせば次の如し。 $3\text{Pb}^{2+} + 2\text{CO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- = 2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$

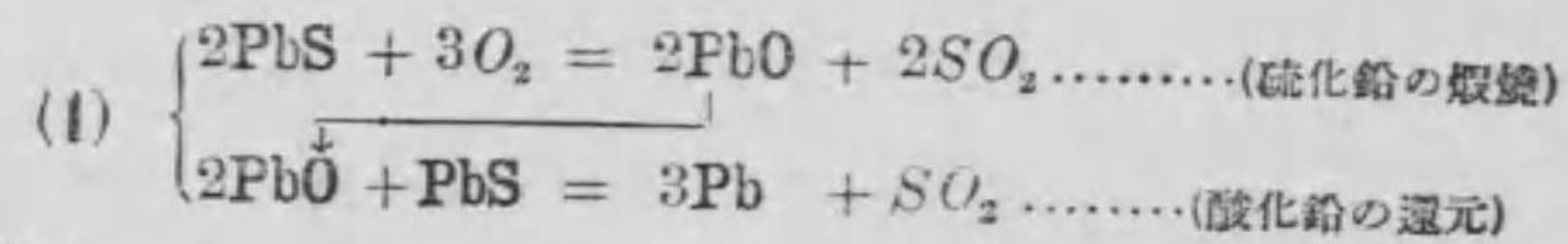


《性質》鹽基性炭酸鉛は俗にいふ鉛白にして、純白色にして且強き被覆力を有するに由り、重要な顔料として廣く使用せらる。其化粧用となすものは之を澱粉及び香油と共に練り、又ペンキに供するものは亞麻仁油、桐油の如き乾性を有する油を加へて練るを常とす。この物質の缺點は稍水に溶解するがため有毒なる鉛イオンを生ずること及び硫化水素に逢ひて黒變(硫化鉛を生ず)するにあり。

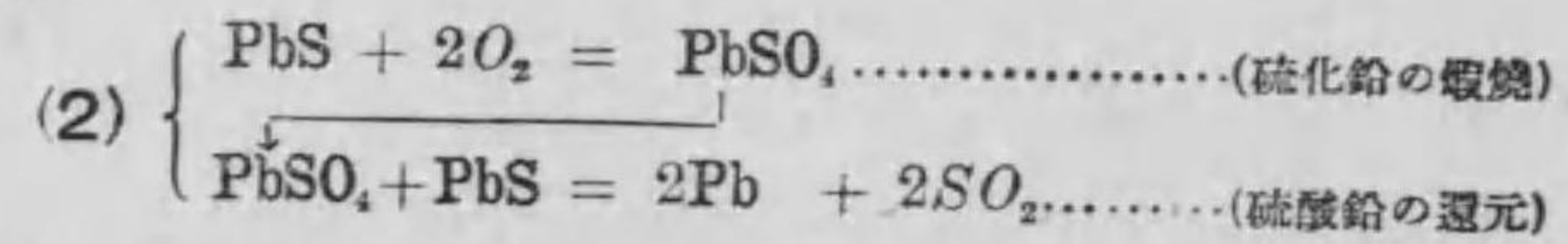
3. **鉛の冶金** 《鑛石》鉛は主として硫黄と化合し硫化鉛となりて産出す。之を方鉛鑛(11)と稱す。

《冶金》硫化鉛より鉛を製するには先づ空氣中に於て燒きて酸化鉛となし、此酸化物を還元するに炭素の代りに硫化鉛を以てす。

即ち、



或は



其操作は鑛石を反射爐に入れ最初空氣を充分に供給して之を燒き、後空氣を制限して強熱することにより遂行せらる。

(11) 方鉛鑛は飛騨船津鑛山より産出す。

9. **摘要** 鉛 Pb=207.10, 原子價 2, 比重 11.4, 融點 327°, 沸點 1525° 許。

化學式	名稱	製法	性質	用途
✓ Pb	鉛 (Lead)	PbS を PbO となし、PbS にて還元す。	耐性あり、柔軟にして且融解し易し。空氣中にて熱すれば酸化す。鹽酸、硫酸に不溶。硝酸に可溶。	鉛板、鉛管、銃丸、蓄電池用。活字金、白鐵、鉛化合物を製す。
✓ Pb ⁺⁺	鉛イオン (Lead Ion)	鉛鹽の溶液。	無色、甘味あり、有毒なり。Cl ⁻ , S ²⁻ , CrO ₄ ²⁻ により沈澱す。	—
✓ PbO	酸化鉛 (密陀僧) (Lead Monoxide)	鉛を空氣中にて熱す。硝酸鉛を熱す。	黄色粉末。酸に可溶。硝子と融合す。	鉛硝子。鉛鹽の製取。醫藥。蓄電池用。
✓ Pb ₃ O ₄	四三酸化鉛 (鉛丹) (Lead Tetroxide)	PbO を空氣中にて熱す。	赤色粉末。硝酸により褐色 (PbO ₂) に變ず。	顔料。填塞料。
✓ PbS	硫化鉛 (方鉛鑛) (Lead Sulphide)	天然に産す。	灰色結晶。	鉛の原料。
✓ PbCl ₂	鹽化鉛 (Lead Chloride)	Pb ⁺⁺ と Cl ⁻ 或は SO ₄ ²⁻ との化合によりて生ず。	白色不溶。	—
✓ PbSO ₄	硫酸鉛 (Lead Sulphate)			
✓ Pb(NO ₃) ₂	硝酸鉛 (Lead Nitrate)	Pb を HNO ₃ に溶解す。	白色結晶。可溶。熱すれば分解す。	PbO, NO ₂ 及び Pb ⁺⁺ の原料。
✓ Pb(C ₂ H ₃ O ₂) ₂ (3H ₂ O)	醋酸鉛 (鉛糖) (Lead Acetate)	PbO を醋酸に溶解す。	白色可溶性の結晶。	Pb ⁺⁺ の原料。
PbCrO ₄	クロム酸鉛 (Lead Chromate)	Pb ⁺⁺ に CrO ₄ ²⁻ を加ふ。	黄色の粉末。不溶。	顔料。
✓ 2PbCO ₃ · Pb(OH) ₂	鹽基性炭酸鉛 (鉛白) (Lead Basic Carbonate)	鉛に酢、無水炭酸等々を作用せしむ。	白色粉末。可溶。被覆力強し。	顔料。

10. **問題** 1.* 鉛を方鉛鑛より製する方法を記し、其際の化學變化を説明せよ。 (416 頁)

- 2.* 鉛の性質及び用途を問ふ。 (410 頁)
 3.* 主要なる鉛化合物四種をあげ其性質用途を示せ。

【解】 鉛白、鉛丹、鉛糖、密陀僧を例にとるべし。

- 4.* 次の場合に起るべき化学反応を方程式にて示せ。

(イ) 緑礬の溶液に硫化アムモニウム溶液一二滴を點下したるとき。

(ロ) 試験管に少許の密陀僧を入れ之れに硫化水素の水溶液を注ぎたる時。

【解】 (イ) $\text{FeSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S} = \text{FeS} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

(ロ) $\text{PbO} + \text{H}_2\text{S} = \text{PbS} + \text{H}_2\text{O}$

5. 白鉛 100 瓦を取りて酸化したるに酸化鉛及び酸化第二錫の混合物 116 瓦を得たり。此合金の組成を求む。

【解】 白鉛 100 瓦中の鉛の重量を x 瓦とせば、錫の重量は $(100-x)$ 瓦なり。而して

酸化鉛 $\text{PbO} = 207 + 16 = 223$,

酸化第二錫 $\text{SnO}_2 = 119 + 16 \times 2 = 151$.

$$\therefore x \times \frac{223}{207} + (100-x) \times \frac{151}{119} = 116 \text{ 瓦}$$

$$\therefore x = 56.8 \text{ 瓦} \quad \text{答 鉛 } 56.8 \text{ 瓦 錫 } 43.2 \text{ 瓦}$$

6. 鉛白 12 瓦に硝酸を加へたるに 20° , 70 種の時無水炭酸の 180 c.c. を発生せりといふ。此鉛白中の鹽基性炭酸鉛の量如何。

【解】 発生せし無水炭酸の體積を標準狀況の下に改算せば

$$180 \text{ c.c.} \times \frac{273}{273+20} \times \frac{70}{76} = 154.5 \text{ c.c.}$$

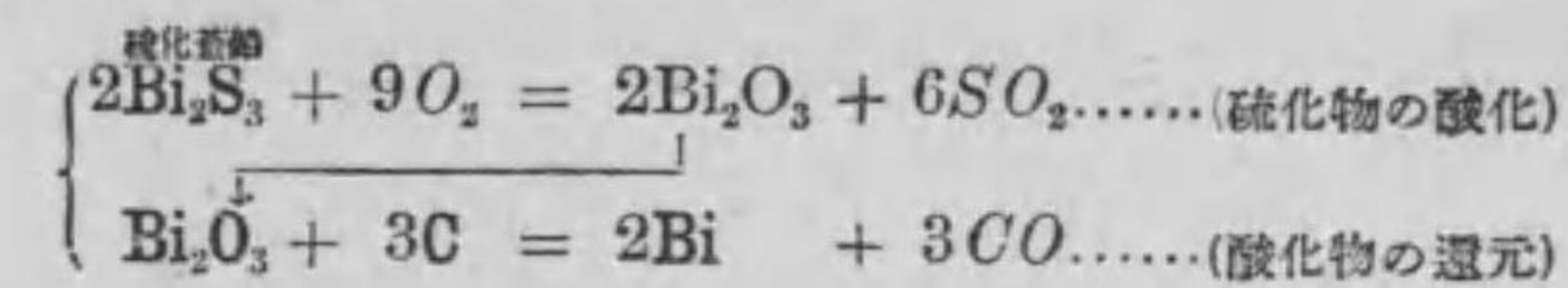
又方程式 $\frac{2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb(OH)}_2 + 6\text{HNO}_3 = 2\text{CO}_2 + 3\text{Pb(NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O}}$
 $\frac{775 \text{ 瓦}}{22.4 \text{ 立} \times 2}$

より上の無水炭酸を発生すべき鹽基性炭酸鉛の重量を求め、與へられたる原料に對する比を定むべし。

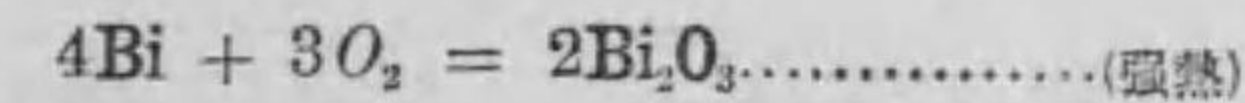
$$775 \text{ 瓦} \times \frac{154.5}{44800} \times \frac{1}{12} \times 100 = 22.27 \% \quad \text{答 } 22.27 \%$$

第三節 蒼鉛

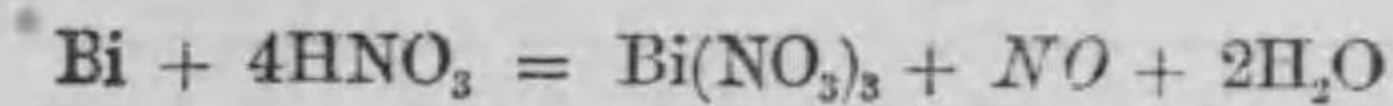
1. **蒼鉛** $[\text{Bi}]$ (製法)蒼鉛は産額の少なき金属にして、天然に於ては遊離状をなすか、或は酸化物 $[\text{Bi}_2\text{O}_3]$ (蒼鉛華)、硫化物 $[\text{Bi}_2\text{S}_3]$ (輝蒼鉛礦) となりて産出す。其遊離状をなせるものは之を熔融せしめて土砂より分ち、礦石をなせるものは焼きて酸化物となし、次に炭素を用ひて還元す。



【性質】蒼鉛は稍赤色を帯びたる白色を呈し、其物理的諸性質は却つて砒素、アンチモンの非金属に類似し、管に金属の通性たる展延性に乏しきのみならず、又電氣の不導體なり。此物は濕ひたる空氣中にあつては速かに光澤を失ひ、強熱すれば燃焼して酸化蒼鉛に變ず。



蒼鉛は水及び稀薄なる酸に侵され難く、硝酸には容易に溶解して硝酸蒼鉛を生ず。

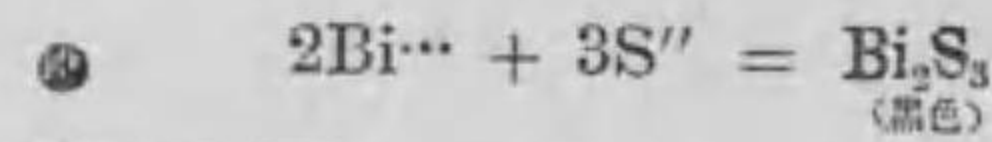


【合金】蒼鉛の重要な性質は甚だ融點低き合金を造るにあり。例へば蒼鉛と鉛と錫 (重量比 2:1:1) との合金は 90° にて融解し、更に之にカドミウムを加ふるときは (重量比 4:2:1:1) 60° の融

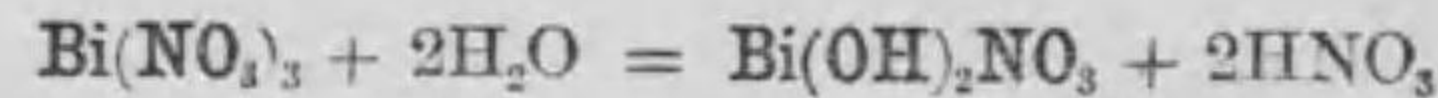
(*) 蒼鉛は 1400 年代より知らる。獨逸、北米より産す。

點を有する合金を得るが如し。是等の合金は俗にフューズと稱し電燈線の一部に挿入し、或は消火栓を塞ぎ、又電鑄用の型を製するに用ふ(第369頁)。

2. **蒼鉛イオン** $[\text{Bi}^{3+}]$ 蒼鉛イオンは三價にして、色無く、硫化水素により黑色の硫化蒼鉛を沈澱す。



3. **次硝酸蒼鉛** $[\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3]$ 硝酸蒼鉛 $[\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}]$ を水に溶解せば加水分解して雪白色粉末状の鹽基性硝酸蒼鉛を生ず。



これ次硝酸蒼鉛と稱し、下痢止めとして胃腸症に費用せらるる藥劑なり。

4. **摘要** 蒼鉛 $\text{Bi}=208.0$, 原子價 3, 分子式 Bi_2 , 比重 9.8, 融點 269° , 沸點 1435° .

化學式	名稱	製法	性質	用途
Bi_2	蒼鉛 (Bismuth)	天産。酸化物、硫化物を還元す。	融解し易き合金を造る。	フューズを造る。
$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot (\text{OH})_2$	次硝酸蒼鉛 (Subnitrate of Bismuth)	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ を水に溶解す。	白色難溶の粉末。	下痢止。

5. **問題** 1. 蒼鉛の製法用途を記せ。(420頁)
 2. 鹽基性硝酸蒼鉛の製法性質用途を述べよ。(420頁)

(2) 強き電流の來ることあれば忽ち融解して自動的に電線を切斷し、又失火の際融解して自動的に水栓を開く。

(3) 一回の量 次硝酸蒼鉛 1瓦, 阿片末 0.02瓦。

第三章 亞鉛族 土族 (此族の金属は何れも酸に溶解す)

第一節 亞鉛

1. **亞鉛** $[\text{Zn}]$ (物理的性質) 亞鉛は磨きたる表面に見らるる如く美麗なる帶青白色を呈し、其融體より凝固せるものは甚だ脆弱にして、全く加工に適せず。之れ亞鉛が結晶状をなせるが爲めにして、此結晶は新しきバケツの表面に於て之を見ることを得べし。かかる結晶質の亞鉛を熱して 100° 乃至 150° に至らしむれば其質一變して展延性を得、初めて實用に適するものとなる。 200° に熱すれば再び脆弱となり容易に粉碎するを得るに至り、 420° に於て熔融し、空氣に觸れしめずして熱すれば 950° に於て沸騰して無色の氣體となり、其分子量より定めたる分子式は Zn に相當す。

(化學的性質) 亞鉛は頗る耐性に富み、空氣中にあつて容易に侵蝕せらるることなし。之れ其酸化によりて生じたる鹽基性碳酸亞鉛 $[\text{ZnCO}_3 \cdot \text{Zn}(\text{OH})_2]$ の緻密にして殆んど無色なる薄層が表面を被ひて亞鉛を保護するがためなり。

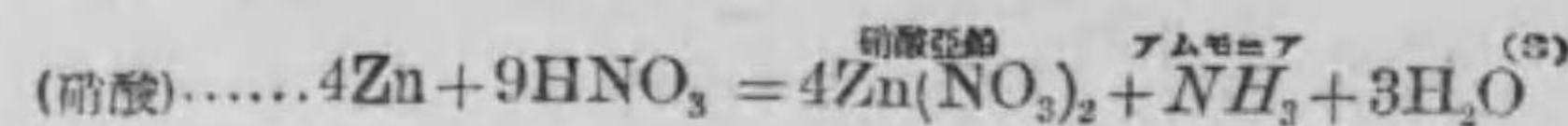
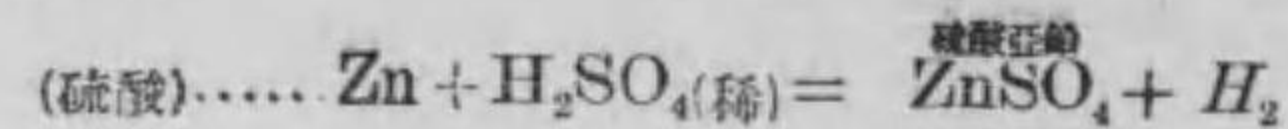
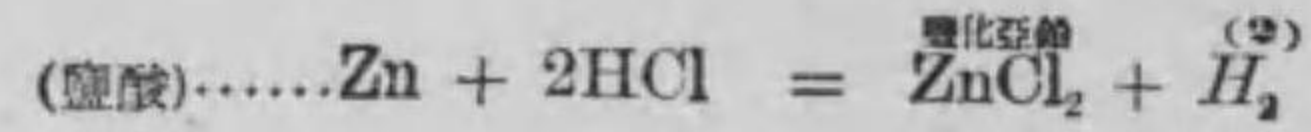
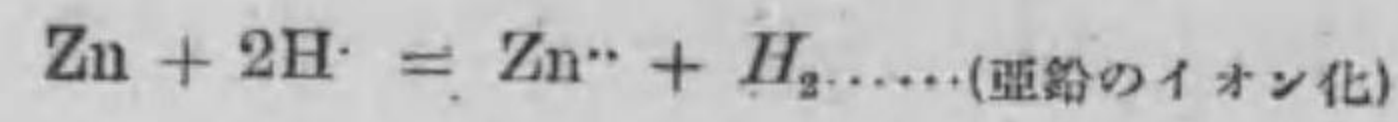
亞鉛を空氣中に於て 500° に熱すれば青色の焰をあげて燃焼す。



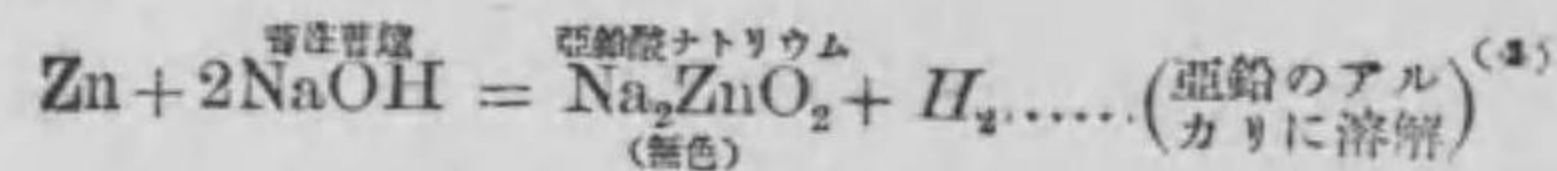
亞鉛を酸に投ずるときは、盛に水素を發して溶解す。之れ亞鉛の

(4) 亞鉛は十七世紀支那より歐州に輸入せられ、1721年 Henkel 氏は之を鑽石より製出せり。

水素よりもイオン化し易さを表はせるものなり。



亜鉛は又苛性アルカリに溶解して水素を發生す。其果生物は亜鉛鹽に非らずして亜鉛酸 (H₂ZnO₂) のアルカリ鹽なり。例へば苛性曹達に溶解する反應次の如し。



亜鉛の原子價は上の諸反應に見る如く常に2價なり。

《用途》亜鉛は (1) 其化學的の耐性を利用し鐵の表面に鍍し所謂トタン板 (亜鉛鍍鐵) となして屋根板或は器物を製し、又鐵線に鍍して電信線に供す。トタンはブリキと同様に熔融せる亜鉛に清淨なる鐵を浸して造りたるものにして、鐵の物理的耐性と亜鉛の化學的耐性とを共有し、ブリキに比ぶれば光澤劣れるも、化學的耐性に於て遙かに彼を凌ぐ⁽⁵⁾。(2) 亜鉛は又銅と融合して眞鍮となし、(3) 酸に對する性を利用して電池の極板或は水素製取用となし、

(2) 純亜鉛は酸に溶解せず。之れ此際生成せる水素が亜鉛の表面に附着して酸の接觸を妨ぐるによる。此時之に白金線を觸れしむれば水素は白金の表面より發出し、亜鉛は速かに溶解す。不純の亜鉛(他の金属を夾雜す)が水素製取に却つて結果宜しきは之れと同理なり。

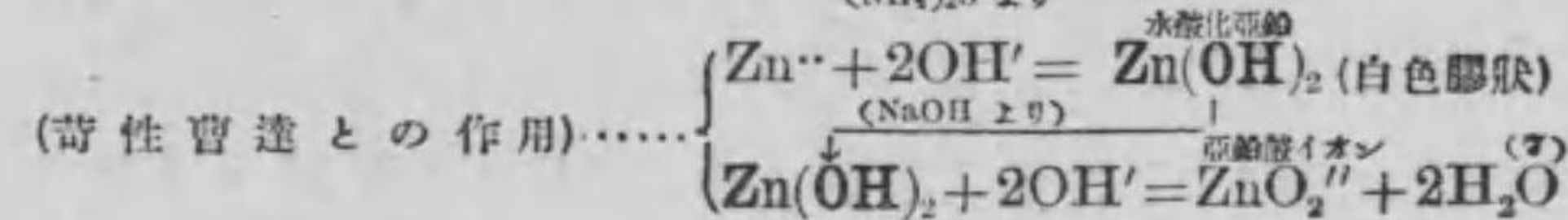
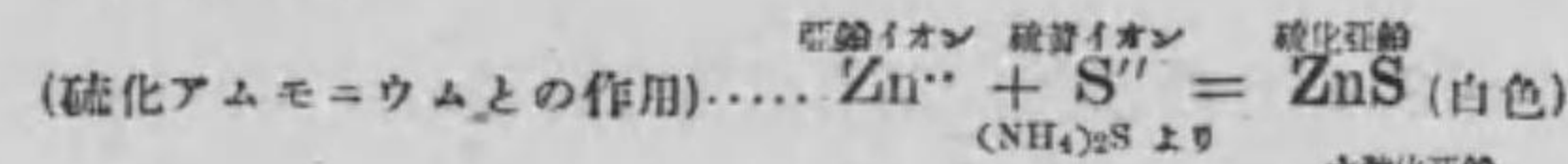
(3) $\text{Zn} + 2\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2$, $\text{HNO}_3 + 8\text{H} = \text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (208 頁)。

(4) 亜鉛酸ナトリウムの電離式 $\text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{ZnO}_2^{2-}$

(5) トタン板は亜鉛の剝離して鐵の露出することあるも普通の鐵よりは變化し難し。

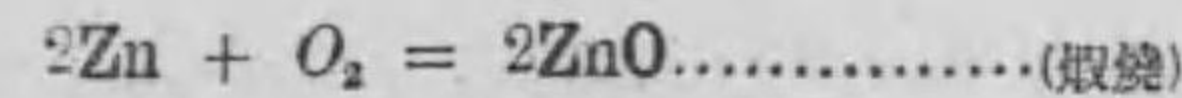
(4) 又亜鉛化合物の製造に供す。

2. **亜鉛イオン** [Zn²⁺] 亜鉛イオンは無色にして、硫化アムモニウム (S²⁻) に逢ひて白色の沈澱 (ZnS) を生じ、苛性アルカリ (OH⁻) に逢ひて最初白色膠狀の沈澱 [Zn(OH)₂] を生ずるも其過量には溶解す⁽⁶⁾。



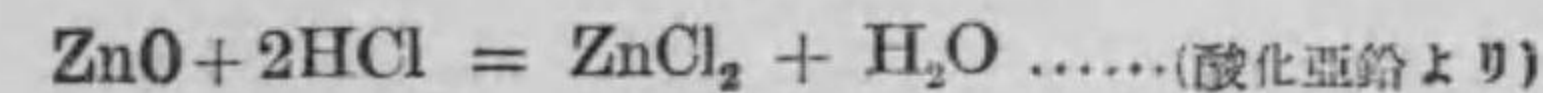
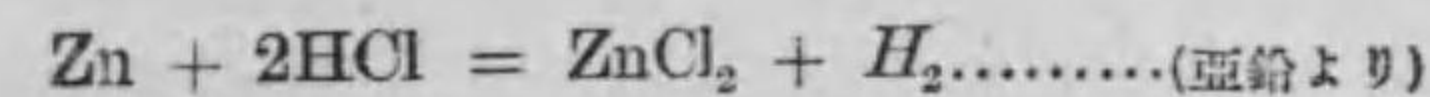
亜鉛イオンは有毒にして、強力なる殺菌性を有す。

3. **酸化亜鉛** [ZnO] 《製法》酸化亜鉛は亜鉛を燒きて大仕掛に製せらる。



《性質》酸化亜鉛は俗に**亜鉛華**と稱す。水に溶解し難き白色不透明の粉末にして、被覆力は鉛白に劣るも、硫化水素によりて黒變することなきが故に、貴重なる白色顔料となし、又撒布劑、軟膏として醫藥に供せらる。

4. **鹽化亜鉛** [ZnCl₂] 《製法》亜鉛或は酸化亜鉛を鹽酸に溶解して、鹽化亜鉛を製す。



(6) 硫化金属中白色を呈するものは ZnS のみなり。アルカリを加へて生じたる沈澱が過量のアルカリに溶解するは亜鉛とマグネシウムと異なる點なり。

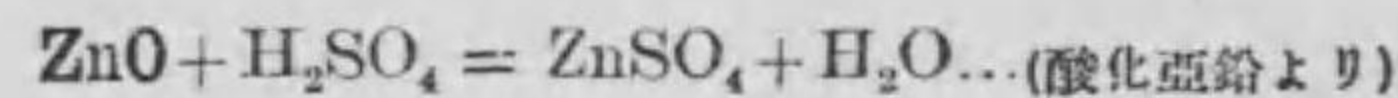
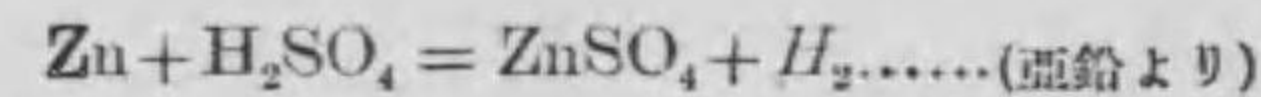
(7) $\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$, $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 。

(8) 硫黄華は硫黄元素なるも、亜鉛華は亜鉛元素にあらざることに注意すべし。

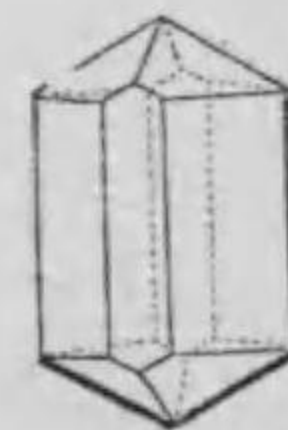
【性質用途】鹽化亜鉛は無色の結晶にして、吸濕性に富み潮解し易し。其水溶液は

- (1) 亜鉛イオンを含みて殺菌作用を呈するに由り、鐵道の枕木に浸まして防腐用となし、
- (2) 酸化亜鉛、酸化錫の如き金属酸化物を溶解するが故に、⁽⁹⁾ トタン板、ブリキ板の鑢付に際し其接合面に塗りて銹を除く目的に用ひられ、
- (3) 綿を溶解する特性あるがため、溶媒として電球用炭素線の製造に供せらる。⁽¹⁰⁾

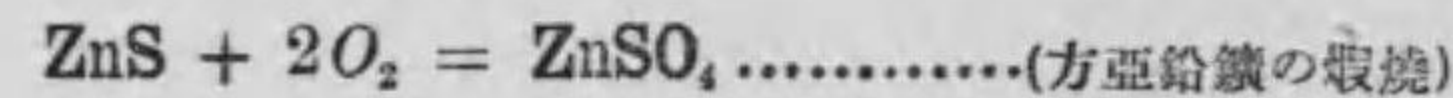
5. **硫酸亜鉛** $[ZnSO_4 \cdot 7H_2O]$ 【製法】硫酸亜鉛は亜鉛又は酸化亜鉛を硫酸に溶解せしめて製するを得るも、



工業的製法は硫化亜鉛鑛を穩かに焼きて放置し、そこに生成せる硫酸亜鉛を水にて抽出す。これ恰も硫化鐵より硫酸鐵を製する方法に似たり(381頁)。



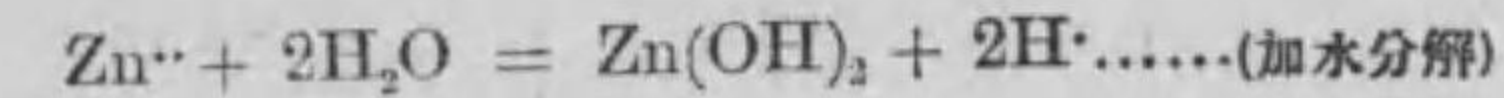
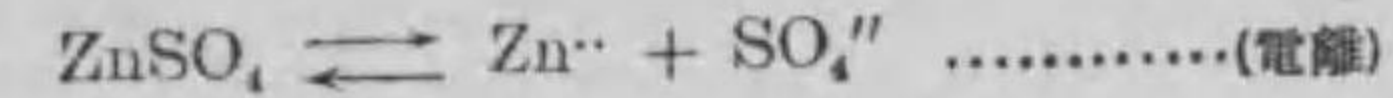
第137圖—硫酸亜鉛の結晶。



【性質】硫酸亜鉛は又皓礬と稱す。硫酸第一鐵と同じく七水鹽をなせる斜方柱狀の無色結晶にして、よく水に溶解して Zn^{++} を生じ、且加水分解して弱酸性反應を呈す。

(9) ZnO は $ZnCl_2$ 溶液に逢ひ $Zn(OH)Cl$ となりて溶解す。

(10) 電球の炭素線は綿の鹽化亜鉛溶液を小孔を通じて押し出して細線となし、炭化水素中に於て電流を通じて熱して仕上げたるものなり。

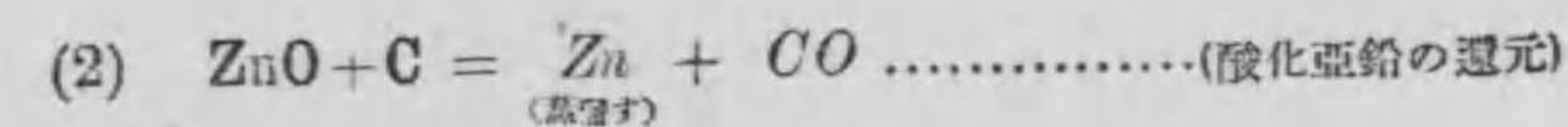
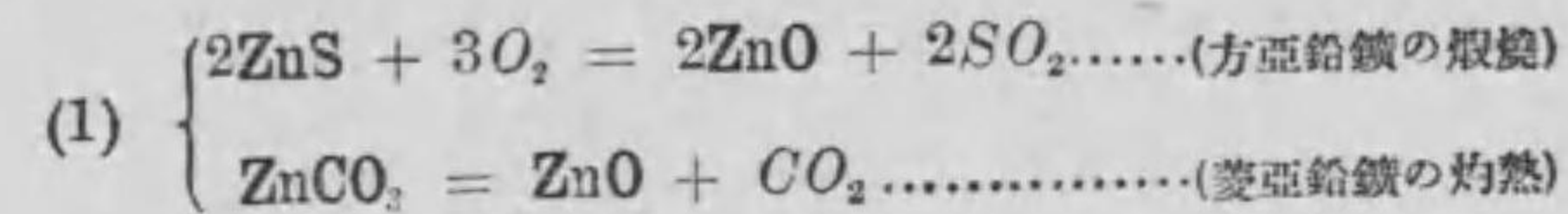


【用途】硫酸亜鉛は媒染劑となし、又殺菌性による點眼、灌洗用として藥用す。

6. **亜鉛の冶金** 亜鉛は主として方亜鉛鑛 $(ZnS)^{(11)}$ 及び菱亜鉛鑛 $(ZnCO_3)$ として産出す。是等の鑛石を焼きて酸化亜鉛となし、次に木炭と共にレトルトに入れて強熱し、還元せる亜鉛を溜出せしむ。



第138圖—亜鉛蒸溜器。(左)レトルト、(右)受器。



7. **カドミウム** $[Cd]$ 【製法】方亜鉛鑛は少量の硫化カドミウムを含むを常とするが故に、之れより亜鉛を製する際硫化カドミウムも亦還元せられ、亜鉛に先ちて溜出す。

【性質】カドミウムは鉛の如く軟なる青白色の金属元素にして、亜鉛に似たる化学的の諸性質を有す。主にフューズ(錫、鉛、鋅鉛)を製し、又其アマルガムは暫時にして硬化するを以て齒科醫に於て齲齒の填充に供し、硫化物(硫化カドミウム)は黄色の顔料に用ひらる。

(11) 0.3—0.5% 溶液を用ふ。

(12) 我國にては美濃、下野より産す。

8. 摘要 亜鉛 Zn=65.37, 原子價 2, 分子式 Zn, 比重 6.9-7.2, 融點 418.2, 沸點 950°.

化学式	名 稱	製 法	性 質	用 途
✓ Zn	亜鉛 (Zinc)	ZnS, ZnCO ₃ を焼きて ZnO となし, C にて還元す。	青白色, 化学的耐性あり。酸, アルカリに溶解して水素を発生す。	亜鉛鍍銀板及び線, 電池用, 水素発生用, 眞鍮の製造。
Zn ⁺⁺	亜鉛イオン (Zinc Ion)	亜鉛鹽の溶液。	無色, 有毒, S ²⁻ により白色の ZnS を沈澱し, OH ⁻ により白色の Zn(OH) ₂ を生じ其過量に溶解す。	殺菌。
✓ ZnO	酸化亜鉛 (Zinc Oxide) (亜鉛華)	Zn を焼く。	白色不溶性粉末。	顔料, 醫藥。
✓ ZnS	硫化亜鉛 (Zinc Sulphide) (方亜鉛礦)	天然に産す。	---	亜鉛原料。
✓ ZnCl ₂	鹽化亜鉛 (Zinc Chloride)	Zn を HCl に溶解す。	無色結晶, 潮解性あり。SnO ₂ , ZnO, 綿を溶解す。	脱水劑, 防腐劑, 溶媒。
✓ ZnSO ₄ (7H ₂ O)	硫酸亜鉛 (Zinc Sulphate) (皓礬)	Zn を H ₂ SO ₄ に溶解す。	無色結晶。可溶。	殺菌劑, 媒染劑。
Cd	カドミウム (Cadmium)	CdS を還元す。	比重 8.6, 融點 320°, 沸點 770°, 性亜鉛に似たり。	融金, アマルガム, 顔料の製造。

9. 問題 1.* 亜鉛の原鑛冶金法性質用途。(425頁)

2.* 白色顔料として鉛白と亜鉛白との長所及び短所を記せ。

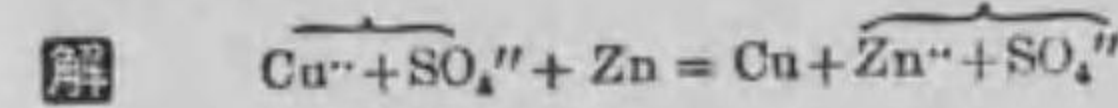
解 鉛 白 亜鉛白
 長所 被覆力強し。 被覆力弱し。
 短所 硫化水素に逢ひ黒 左の如き短所なし。
 變し, 又毒性あり。

3.* 次の金属を空气中に強熱したる結果を述べよ。

イ. 亜鉛 ロ. 銅 ハ. 鐵 ニ. 金 ホ. 銀

解 イ. 燃焼して白色の酸化亜鉛を生ず。 ロ. 黑色酸化銅を生ず。
 ハ. 四三酸化鐵を生ず。 ニ. ホ. 變化なし。

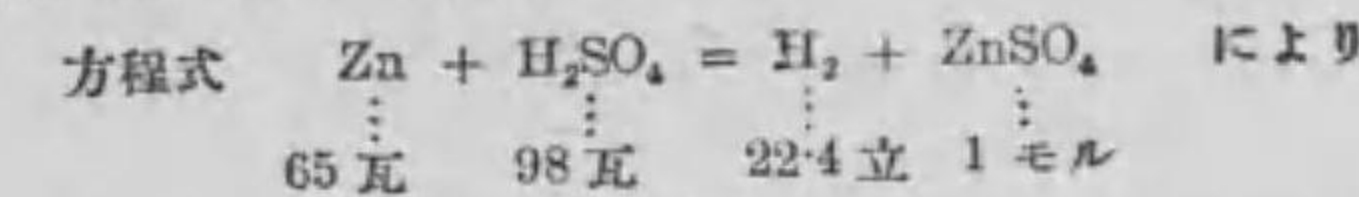
4.* 硫酸銅溶液に亜鉛を入るとき如何なる變化をなすかを方程式にて示せ。



5. 方亜鉛鍍 1000 疋より得べき亜鉛の量如何。 答 670 疋

6.* 1 立中に純硫酸 49 瓦を含む稀硫酸 200 c.c. と亜鉛 7 瓦とを使用して生ずる水素の體積は 1 氣壓, 攝氏 27.3° の時幾立なるか。又此時生じたる硫酸亜鉛が全部解離せるものとせば亜鉛イオンの濃度は幾モルなるか。

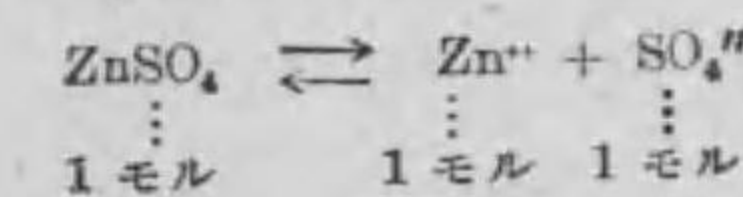
解 與へられたる稀硫酸 200 c.c. 中には純硫酸 $49 \times \frac{200}{1000} = 9.8$ 瓦を含み, 之れだけの硫酸に溶かざるべき亜鉛は



明かに 6.5 瓦にして, 與へられたる亜鉛の 7 瓦よりは少し。故に此硫酸は悉く變化して標準狀況に於ける水素の 2.24 立を發し, 同時に 0.1 モルの硫酸亜鉛を生ず。こゝに發生せる水素の溫度を 27.3° に昇せば

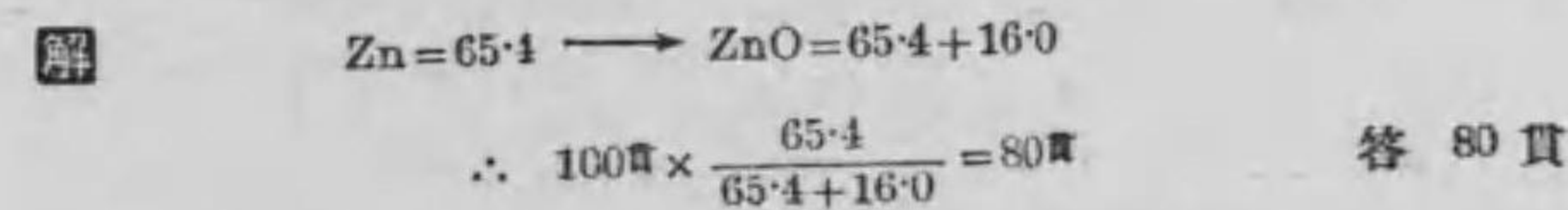
$$2.24 \text{ 立} \times \frac{273 + 27.3}{273} = 2.46 \text{ 立}$$

となり, 又 0.1 モルの硫酸亜鉛が全部解離せば



亜鉛イオン (Zn⁺⁺) の 0.1 モルを生ず。 答 2.46 立, 0.1 モル。

7.* 亜鉛華 100 貫を製するに何程の亜鉛を要するか。



8. 100 瓦の亜鉛を悉く溶解せんには濃度 4 モルの硫酸幾 c.c. を要するか。又これより得べき皓礬の重量如何。

【解】 方程式 $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$ により

亜鉛 $Zn=65$ 瓦を溶解するに硫酸の1モル即ち濃度1モルの硫酸1000 c.c. 或は

4モルの硫酸 $\frac{1}{4} \times 1000$ c.c. を要するが故に、亜鉛の100瓦を溶解するに足る種

硫酸の體積は $1000 \text{ c.c.} \times \frac{1}{4} \times \frac{100}{65} = 385 \text{ c.c.}$

又生ずる硫酸 $ZnSO_4 \cdot 7H_2O=287$ は

$$100 \text{ 瓦} \times \frac{287}{65} = 442 \text{ 瓦}$$

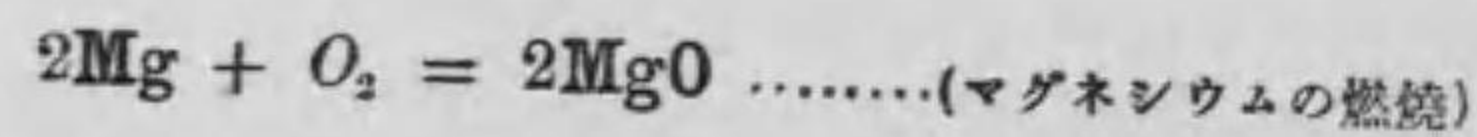
答 硫酸 385 c.c. 硫酸 442 瓦

第二節 マグネシウム

1. マグネシウム 【Mg】 《物理的性質》⁽¹⁾ マグネシウムは銀

白色の軽金属にして、湿ひたる空気中にあつては酸化物の薄層を以て被はれその光澤を失ふ。マグネシウムは其融點(632°)より稍低き温度に於ては柔軟にして粘性を帯ぶるが故に此機に乗じて紐状に引き延ばすを得べし。マグネシウムの合金中主なるはアルミニウムとより成れる**マグナリウム**にして、軽くして強靱なるを特性とす。

《化學的性質》マグネシウムの化學的に主要なる性質の一は極めて酸化し易きにあり。今マグネシウム紐の一端に点火すれば燃焼を始め、

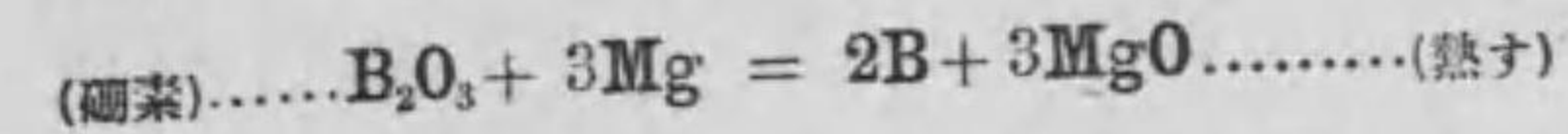
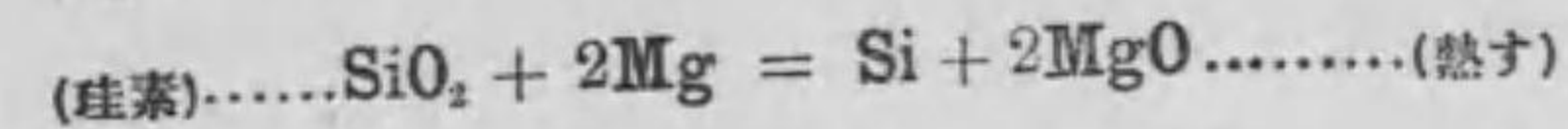
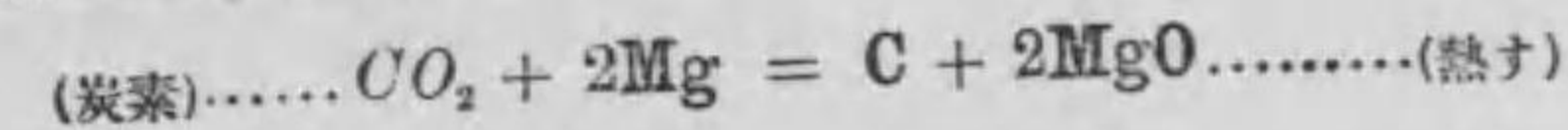


ここに生成せる酸化マグネシウムは甚だ熔融し難きが故に、強熱

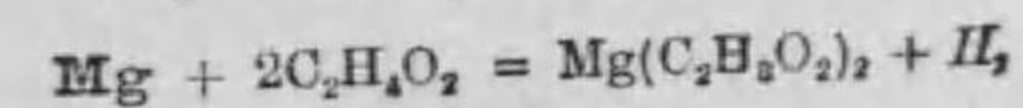
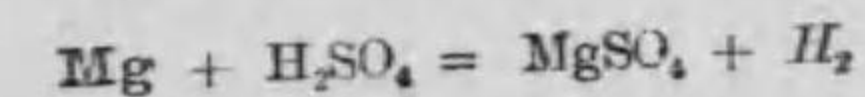
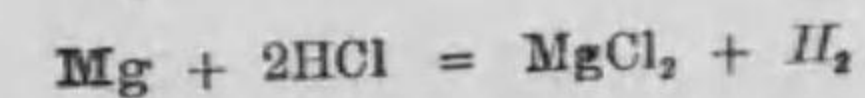
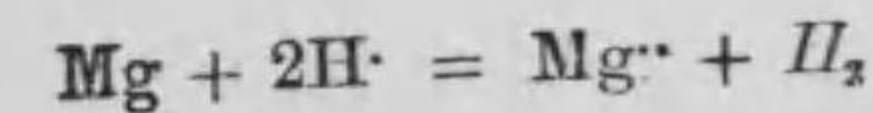
(1) マグネシウムは1808年 Davy 氏 $MgCl_2$ の電解により製出す。

せられて烈光を放つ。此光は化學線に富み、寫真乾板上のハロゲン化銀に作用する性強きが故に、夜間撮影に適す。而して此目的に用ふるは粉末状のマグネシウムと鹽素酸加里との混合物にして、燃焼の繼續時間は僅に0.1秒にも足らざるなり。

マグネシウムのかく酸化し易き性は屢々還元劑として分解し難き非金属酸化物の還元利用せらる。即ち



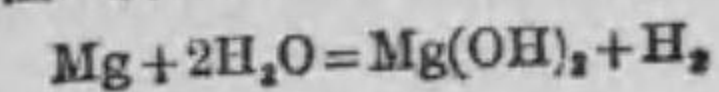
マグネシウムは水素よりもイオン化傾向甚だ大なり。従つて極めて弱き酸類に作用するも水素を遊離せしめ、自らイオン化して溶液中に入る。⁽²⁾



マグネシウムの原子價は常に2價なり。

《用途》マグネシウムは夜間撮影用の光源、花火、還元劑及び合金

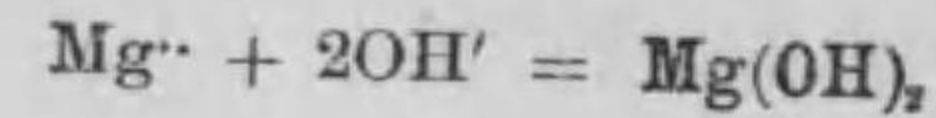
(2) マグネシウムは高温に於ては、徐々に水を分解して水素を遊離せしむ。



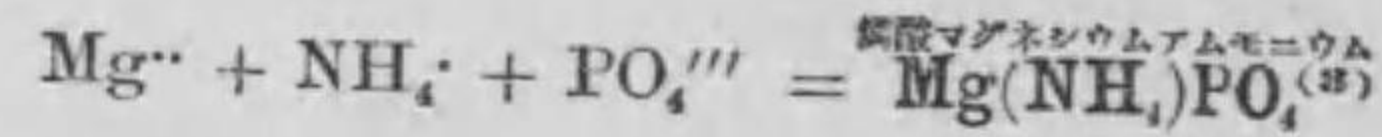
第139圖—マグネシウムを燃焼せしむ。

とし、又實驗室に於ては酸を鑑識するに供せらる。

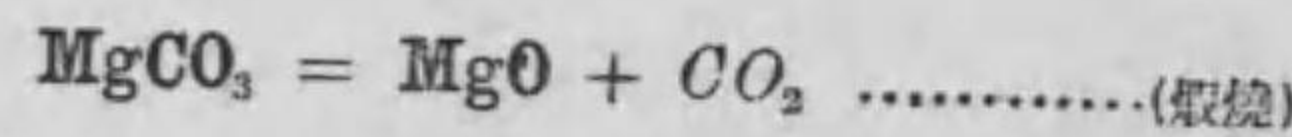
2. **マグネシウム=イオン** $[Mg^{2+}]$ マグネシウム=イオンは無色にして苦味を呈し、重金属イオンの如く毒作用を有せず。亜鉛イオンと同じくアルカリにより膠状の白色沈澱を生ずるも彼の如く其過量に溶解することなし(第423頁)。



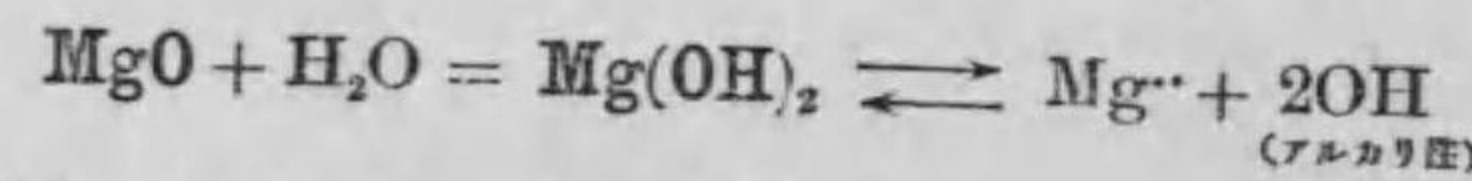
Mg^{2+} にアムモニウム=イオン NH_4^{+} (NH_4Cl と NH_4OH とを用ふ) 及び燐酸イオン PO_4^{3-} (Na_2HPO_4 を用ふ) を加ふれば、結晶状の無色沈澱を析出す。之れ Mg^{2+} 及び PO_4^{3-} の鑑識に用ひらるる重要な反応なり。



3. **酸化マグネシウム** $[MgO]$ (製法)酸化マグネシウムは天然に存する炭酸マグネシウム即ち菱苦土礦を熱して多量に製せらる。



(性質)酸化マグネシウムは白色の粉末にして、電氣爐の高温に於てもなほ熔融せざるを特性とす。水には微に溶解して弱アルカリ性を呈す。



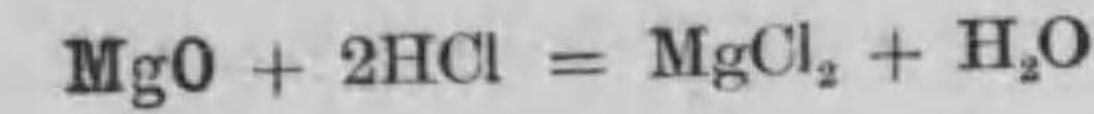
(用途)酸化マグネシウムは電氣爐、製鋼爐の内面を被ふに多量に使用せられ、又制酸劑、緩下劑、亞砒酸解毒劑等として効あり。(4)

(*) $MgCl_2 + NH_4OH + Na_2HPO_4 = Mg(NH_4)PO_4 + 2NaCl + H_2O$

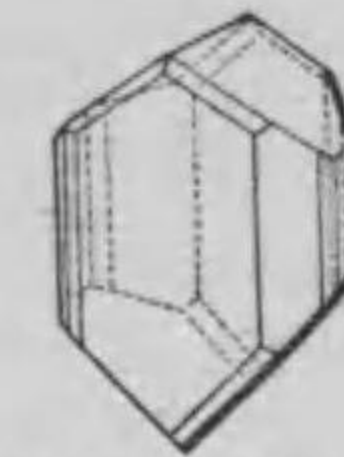
(4) 制酸劑 一回用量 0.2—0.5 瓦、緩下劑 2.0—10.0 瓦。



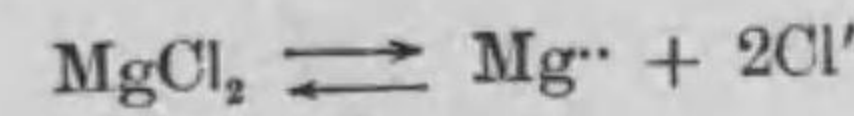
4. **鹽化マグネシウム** $[MgCl_2 \cdot 6H_2O]$ (製法)鹽化マグネシウムは酸化マグネシウムを鹽酸に溶かして製せらる。



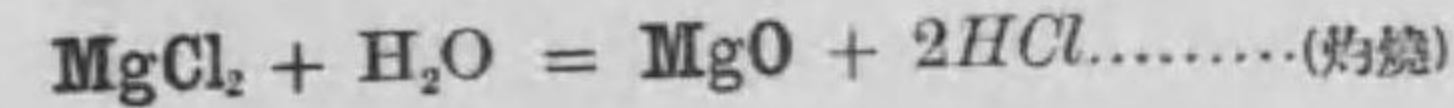
(性質)鹽化マグネシウムは無色針状結晶にして、潮解し易く、水に溶解してマグネシウム=イオンの苦味を呈す。故に又ニガリ(苦汁)の稱あり。



第140圖—鹽化マグネシウムの結晶。



鹽化マグネシウムの結晶を熱するときは加水分解して鹽化水素を飛散し、



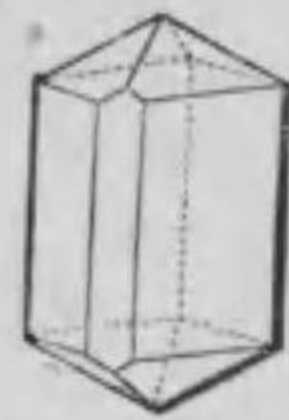
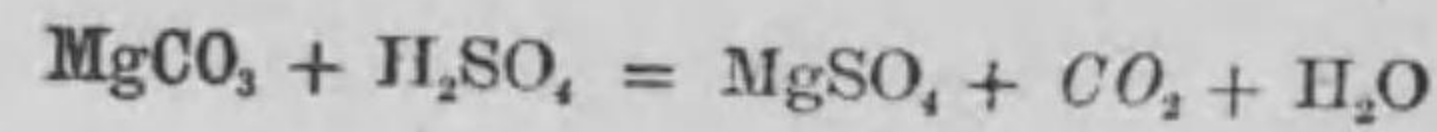
残留せる酸化マグネシウムは殆んど水に溶解せざるが故に、之を味ふもマグネシウム=イオンの苦味を呈することなし。俗に燒鹽とて、海水より製せる粗製食鹽(10%の $MgCl_2$ を含むものあり)を燒きて苦味を去るは、此反應に基けるなり。然れども同様の反應は海水を蒸汽罐にて熱する際にも行はれ、之を造れる鐵は生成せる鹽化水素のために著しく侵蝕せらるる虞れあり。

(用途)鹽化マグネシウムは木綿糸を粘靱ならしむる目的を以て紡績業に使用せらる。

5. **硫酸マグネシウム** $[MgSO_4 \cdot 7H_2O]$ (製法)硫酸マグネシウムは天然に産出し、又天然に産出する炭酸マグネシウム礦(菱苦土礦)に硫酸を作用せしめて無水炭酸を製する工業に於ける

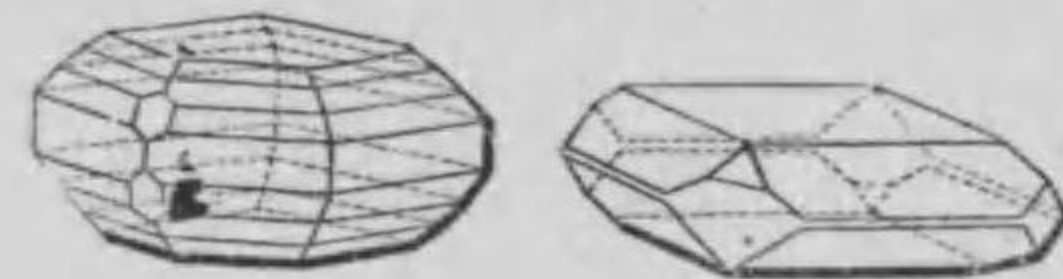
(5) $MgCO_3$ は $Mg^{2+} + CO_3^{2-} = MgCO_3$ により人工し齒磨粉となす(456頁)。

副産物として得らる。



第141圖—硫酸マグネシウムの結晶。

【性質】硫酸マグネシウムは無色の結晶にして、舎利鹽と稱す。よく水に溶解して Mg^{++} の苦味を呈すること鹽化マグネシウムに異ならず。此物は鹽化マグネシウムの結晶が潮解性を有するに反し、徐々に結晶水を失ひて無水鹽に變ず。かく含水鹽が結晶水を放ちて固有の結晶形を崩壊することを風化と稱す。

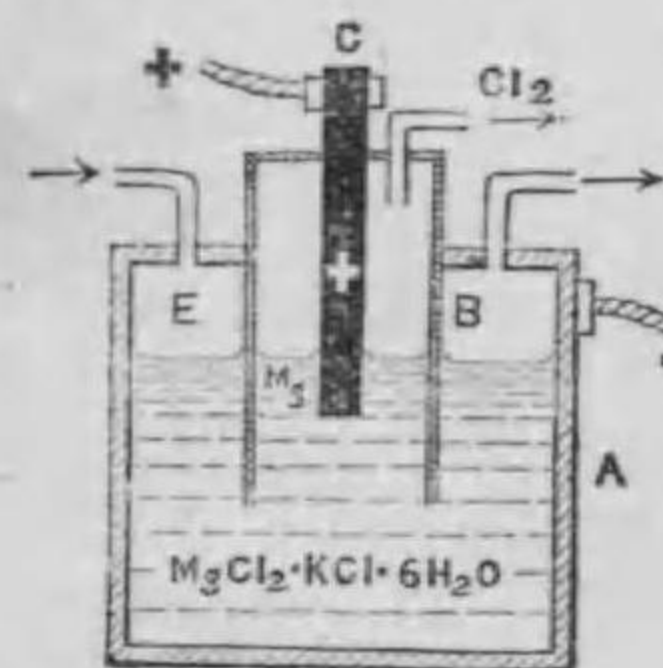


第142圖—砂金鹵石(左)、カイナイト(右)。

【用途】硫酸マグネシウムは最も主要なる瀉下劑として、1回0.5瓦乃至15.0瓦を頓服す。

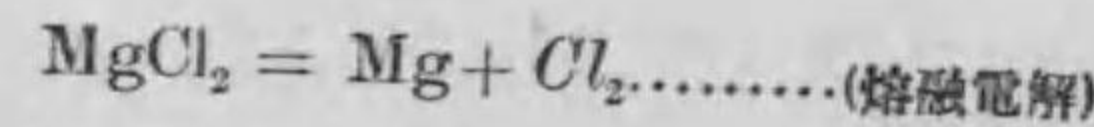
6. **マグネシウムの冶金**

マグネシウムの原鑛は砂金鹵石として鹽化マグネシウムと鹽化カリウムとの複鹽にして、この



第143圖—マグネシウムを製する装置。(7)

鑛石を鋼鐵製の坩堝に入れ、坩堝を陰極とし、坩堝に挿入せる炭素棒を陽極として強き電流を通ずる時は、鑛石は熔融し、同時に其中に含まるる鹽化マグネシウムは電解して金属マグネシウムを析出す。



(6) 天然に存するマグネシウム化合物 菱苦土鑛 MgCO_3 、硫酸苦土鑛 $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 、カイナイト鑛 $\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ 、砂金鹵石 $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ 等。

(7) 陰極Aは鐵製器、陽極Cは炭素棒、B磁製筒。電解によりて生じたるマグネシウムは上層に浮ぶ。Eにマグネシウムに作用せざる氣體を通じて之を保護す。

7. **摘要** マグネシウム $\text{Mg}=24.32$, 分子式 Mg , 原子價 2, 比重 1.75, 融點 632° , 沸點 1120° .

化學式	名 稱	製 法	性 質	用 途
Mg	マグネシウム (Magnesium)	熔融せる MgCl_2 を電解す。	高温にて酸化し易く、烈しき還元作用を呈す。酸に溶解して水素を發す。	撮影用、還元用、合金。
Mg^{++}	マグネシウム = イオン (Magnesium Ion)	Mg 鹽の溶解。	無色苦味。OH ⁻ により白色沈澱。PO ₄ ^{'''} とNH ₄ ⁺ とにより同じく白色沈澱を生ず。	—
MgO	酸化マグネシウム (Magnesium Oxide) (マグネシヤ)	MgCO_3 を熱す。	白色の粉末。強熱するも熔融せず。	電氣爐用。制酸劑。
(MgCO_3)	炭酸マグネシウム (Magnesium Carbonate) (白鉛鑛)	天然に産す。	水に不溶。	マグネシウム鹽の製取。
$\text{MgCl}_2 (6\text{H}_2\text{O})$	鹽化マグネシウム (Magnesium Chloride) (ニガリ)	MgO を HCl に溶解す。	無色結晶、潮解性あり。熱すれば MgO に變ず。	紡績用。
$\text{MgSO}_4 (7\text{H}_2\text{O})$	硫酸マグネシウム (Magnesium Sulphate) (舎利鹽)	MgCO_3 を H_2SO_4 に溶解す。	無色の結晶。水に溶解す。	瀉下劑。

定 義

風 化 (Efflorescence) 含水鹽が結晶水を失ひて固有の結晶形を崩壊することなり。之れ其蒸氣壓が大氣中の水蒸氣の平均壓より大なる固體に起る (210 頁)。

8. **問題** 1.* マグネシウムの燃焼により放たれる光

に就いて説明せよ。 (429 頁)

2.* 主要なるマグネシウム化合物をあげ其性質用途を示せ (上の表)。

3.* 次の諸物質を空氣中にて強熱するときの變化如何。

燐 砒素 鐵 アンチモン マグネシウム 水銀 白金

4.* 普通の食鹽は潮解性を有するに、燒鹽には此性なきは何故なるか。 (431 頁)

5. 炭酸マグネシウム 10 瓦に鹽酸を加ふれば幾瓦の鹽化マグネシウムを得べきか。

解 $MgCO_3 + 2HCl = MgCl_2 + CO_2 + H_2O$ より得。 答 11.3 瓦

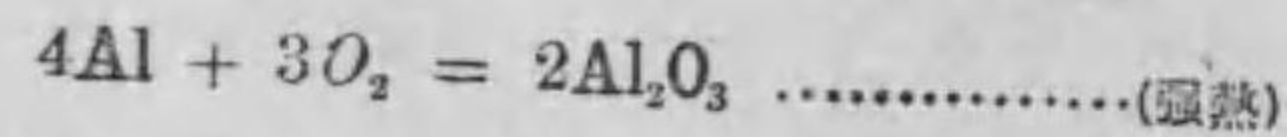
第三節 アルミニウム

1. **アルミニウム** [Al] 《實用上の性質》アルミニウムは⁽¹⁾

- (1) 銀白色を呈し、且空氣及び水の作用に耐ふること、
- (2) 質強靱にして展延性に富み加工に適すること、
- (3) 比重僅かに鐵の 3 分の 1 に相當すること、
- (4) 高温に於ては烈しく酸素と化合し、從つて強き還元作用を呈すること等の特性を有す。

アルミニウムの合金中マグネシウムとの合金**マグナリウム**は強靱にして軽く、銅との合金**アルミ銅**は強靱にして美麗なる黄色を呈し、銀との合金**三分一銀**は粘硬にして彫刻に適す。

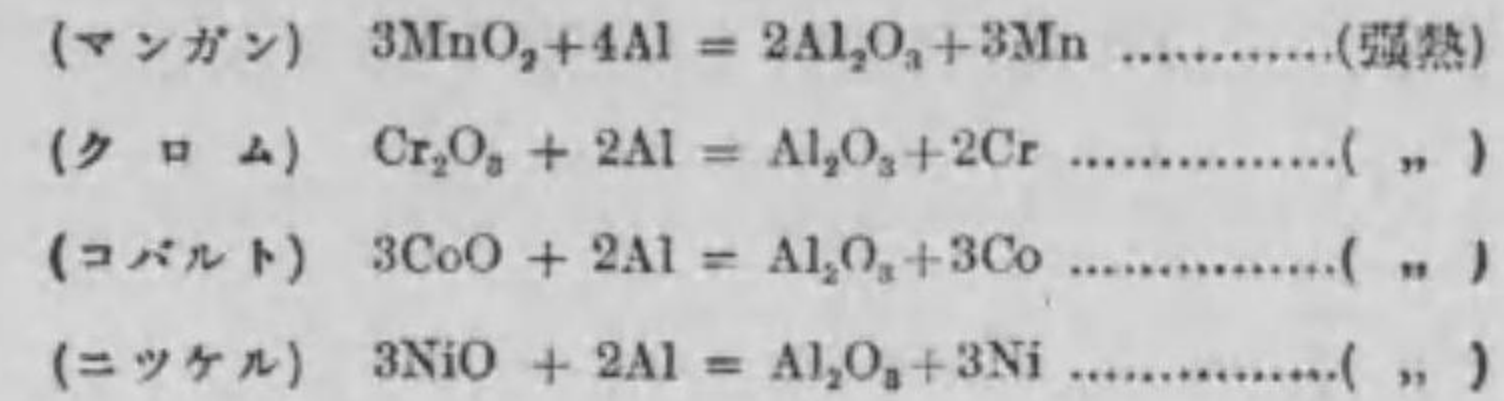
《酸素に対する性質》アルミニウムの空氣中にあつて化學的に耐性あるは、其表面に生ずる酸化アルミニウムの殆んど無色透明にして緻密なる薄層が其内部を保護するによる。アルミニウムを強熱するときは忽ち燃焼して酸化アルミニウムに變ず。



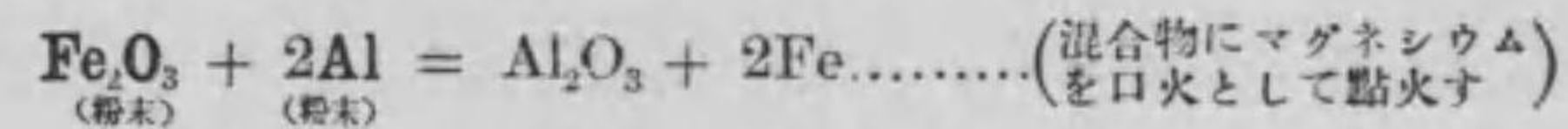
斯く此金属の高温に於て烈しく酸化する性質はマンガン、クロム、

(1) アルミニウムは又礬素とも稱す。1800 年 Heroult 氏創めて電解法によりて製取せり。

コバルト、ニッケル等の酸化物の如き、炭素にて還元するを得ざる酸化物の還元を利用せらるるは既に説きたるところなり(第 391 頁)。

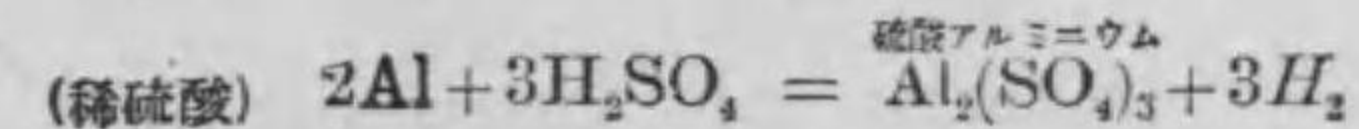
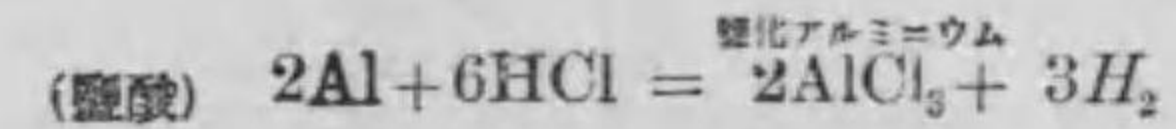
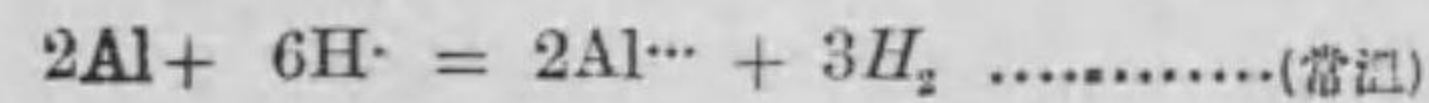


アルミニウムを用ひて酸化鐵を還元するときは次の反應を起し、

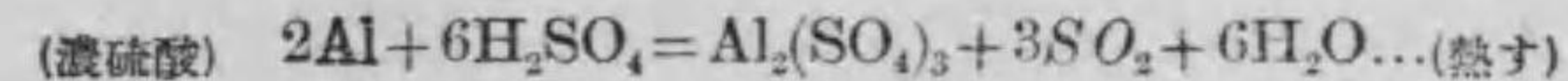


此際多量の熱を發して生成せる鐵を(酸化アルミニウムをも)熔融せしむ。故に之をレールの繼目に注ぎて其部分を熔融して接合するを得べく、又同様に破損せる鐵器を修繕するを得るなり。⁽²⁾

《酸・アルカリに対する性質》アルミニウムは水素よりイオン化傾向大なるが故に、鹽酸、稀鹽酸に作用して水素を發して溶解し、



濃硫酸に作用するときは水素の代りに無水亞硫酸を發生せしむること亞鉛、マグネシウム等に異ならず。



然れどもアルミニウムは硝酸には其濃淡如何に拘らず溶解せざるなり。之れアルミニウムの表面が硝酸の酸化により生じたる、酸に不溶性の酸化物の層を以て被はるるに由る。

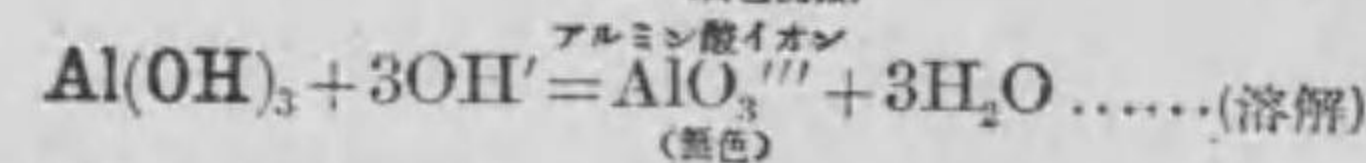
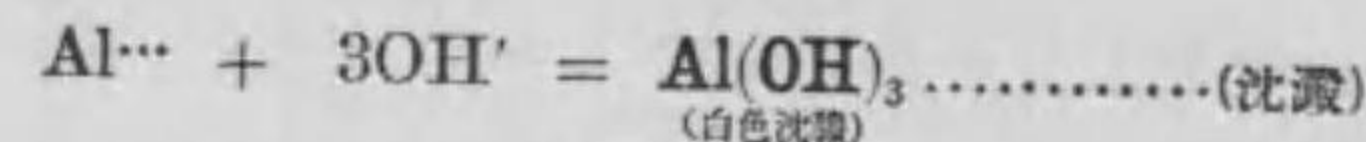
(2) 此目的に用ひらるる酸化鐵或は他の金属の酸化物とアルミニウムとの混合粉末をテルミットと稱す。

アルミニウムを苛性アルカリに浸す時は水素を發して溶解し、其生成物はアルミニウム鹽にあらずしてアルミン酸(H₃AlO₃)のアルカリ鹽なり。従つて此反應は頗る亞鉛に似たり(註)(第422頁)。



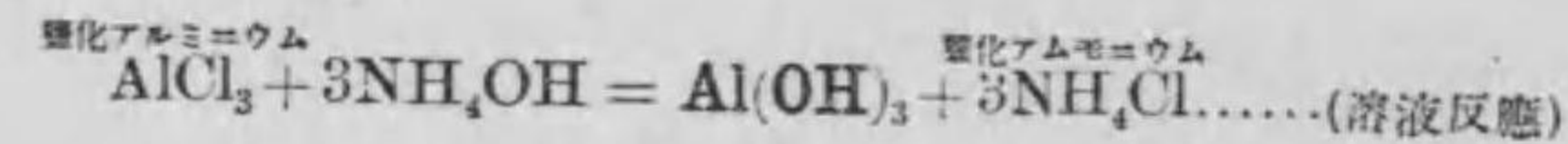
2. **アルミニウム=イオン** [Al⁺⁺⁺] アルミニウム=イオン

は收斂性の味ひを有する無色のイオンにして、アルカリを加ふれば水酸化アルミニウムの膠狀の白色沈澱を生じ、其過量に溶解すること亦亞鉛の反應に似たり。



3. **水酸化アルミニウム** [Al(OH)₃] 《製法》アルミニウム

鹽の水溶液にアムモニア水を加ふれば、水酸化アルミニウムの白色膠狀沈澱を生ず。

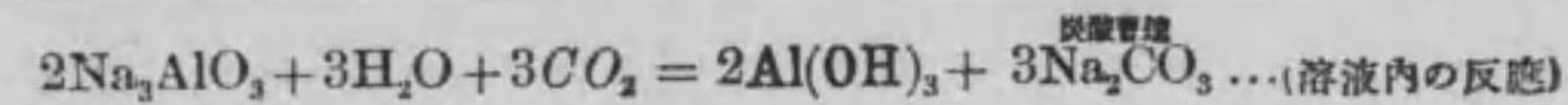


水酸化アルミニウムを工業的に多量に製するには次の方法による。鐵礬土と稱する、酸化アルミニウムと酸化鐵との混合物より成れる鑛石を粉碎し、炭酸曹達と共に強熱して熔融せしむるときは、其中の酸化鐵は不變のままに残るも、酸化アルミニウムは可溶性のアルミン酸ナトリウムに變ず。



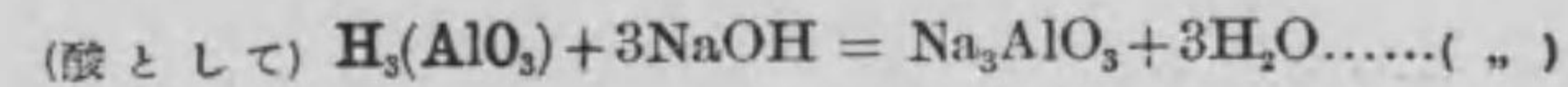
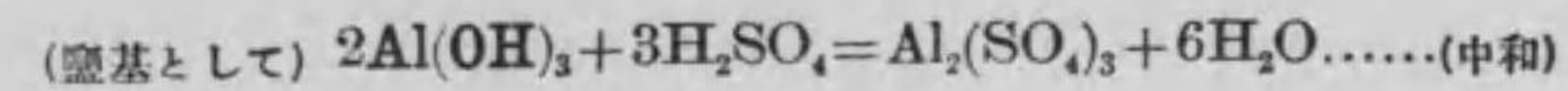
由て之を水にて抽出し、其溶液に無水炭酸を通じて水酸化アルミニウムを沈澱せしむること次の如し。

(註) アルミニウムは又食鹽の存在に於て容易に有機酸に侵蝕せらるる缺點あり。



《性質》水酸化アルミニウムは無定形の白色固體にして、

(1) 酸に對しては鹽基 [Al(OH)₃] として作用し、又アルカリに對しては酸 [H₃(AlO₃)] として作用し、



(2) 可溶性の有機色素と化合し之を不溶性に變ぜしむる特性を有し、

(3) 容易に酸類に溶解して鹽を生ず。

上の第(2)の性質は染色に於て色素を纖維に固着せしむるため間接に利用せらる。斯く染色の媒介をなす物質を媒染劑と稱す。

《用途》水酸化アルミニウムはアルミニウム製煉の主要なる原料にして、又硫酸アルミニウムの原料たり。

4. **酸化アルミニウム** [Al₂O₃] 水酸化アルミニウム

を強熱すれば、水を失ひて白色無定形の酸化アルミニウムに變ず。



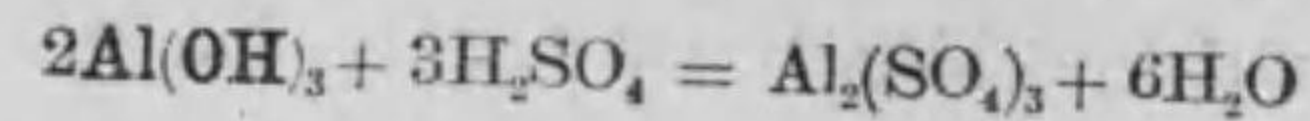
かく一度び強熱せる酸化アルミニウムは、他の多くの酸化金属に異なり、酸類に溶解する性を缺く。

酸化アルミニウムの天然に産出するものは鋼玉と稱す。菱面體に結晶し質金剛石に次ぎて硬く、純粹なるものは無色透明なるも、微量の夾雜物のために美麗なる紅色或は青色を帯ぶるものあり。何れも寶石となし、或は時計の軸受、硝子又は鋼の研磨に用ふ。(註)

(註) 金剛砂はアルミニウム、カルシウム、鐵の珪酸鹽より成る。

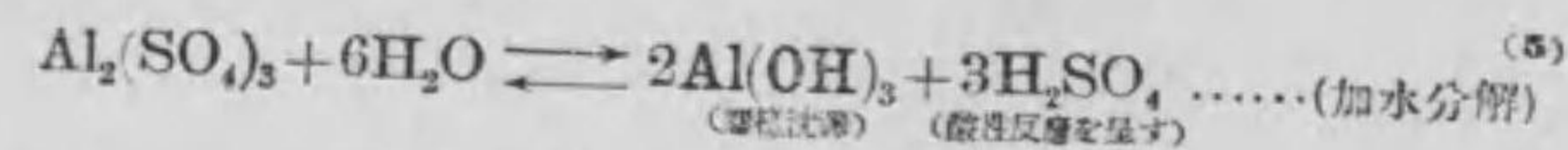
5. **硫酸アルミニウム** $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 16\text{H}_2\text{O}]$ 《製法》硫酸

アルミニウムは水酸化アルミニウムを硫酸に溶かし、



共溶液を蒸発して製取す。

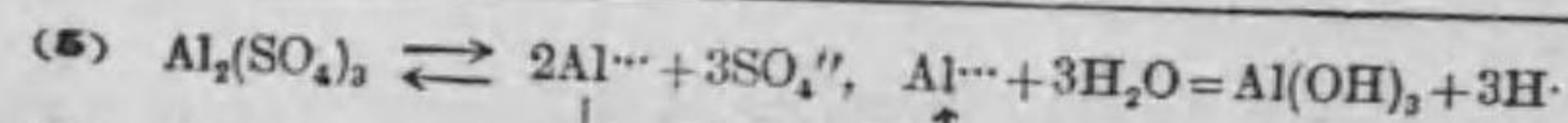
《性質》硫酸アルミニウムは通常白色の塊状をなし、よく水に溶解し、其溶液はアルミニウム=イオンの収斂性の味を有し且酸性の反応を呈す。



硫酸アルミニウムの主要なる性質は上の方程式の如く水に作用して水酸化アルミニウムを生ずる點にして、之を濁りたる水に投ずれば水酸化アルミニウムの膠様沈澱は細微なる泥土を伴ひて沈降し、又之を繊維に吸はして水蒸氣にて処理するときは水酸化アルミニウムを繊維内に沈積して媒染の効をなすべし。

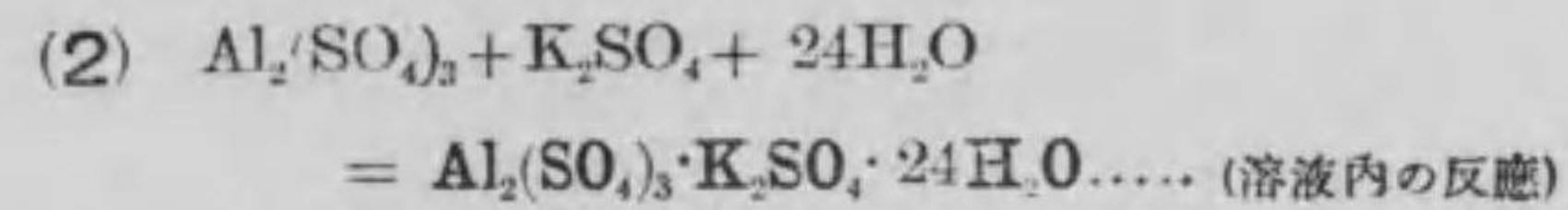
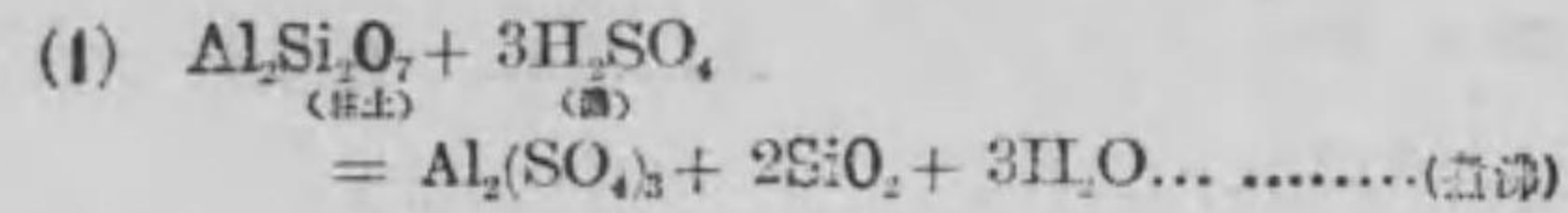
《用途》硫酸アルミニウムは上の性質に基づき媒染劑、飲料水の清澄、又は製紙上に用途廣し。

6. **硫酸アルミニウム=カリウム** $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}]$ 《製法》此物は硫酸アルミニウムを純粹に製するを得ざりし頃より、粘土を濃硫酸と共に煮沸して得たる硫酸アルミニウムを其不純なる溶液より分たんがため、複鹽が單鹽より溶解し難き通性を利用し、之に硫酸カリウムを加へて得たる複鹽なり。



《注》飲料水一立中に含まるべき硫酸アルミニウムは0.01瓦を越えざるを度とす。

《注》又 $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ の如く表はすも可なり。



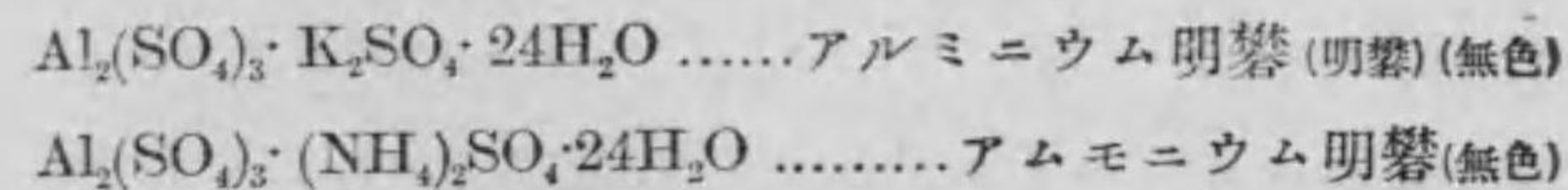
《性質》硫酸アルミニウム=カリウムは無色八面體に結晶し、通常之を明礬と稱す。熱すれば結晶水を失ひて崩壊し、白色の粉末となる。これ所謂燒明礬又は枯礬なり。明礬は複鹽なるを以て水に溶解すれば各單鹽に分解し、従つて硫酸アルミニウムの諸反應を呈す。

《用途》明礬は燒明礬となして醫藥に供することあるも、其主なる用途は其内の硫酸アルミニウムの作用に基く媒染劑、浄水及び製紙にあり。

7. **一般の明礬** $[\text{R}^{III}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{R}'\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}]$ の如き、三價金属 (R^{III}) の硫酸鹽と一價金属 (R') の硫酸鹽とより成れる複鹽を總稱して明礬といふ。其主なる金属は、

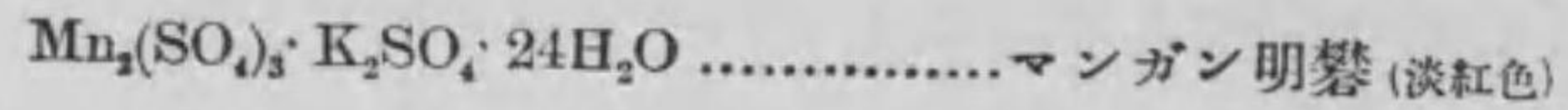
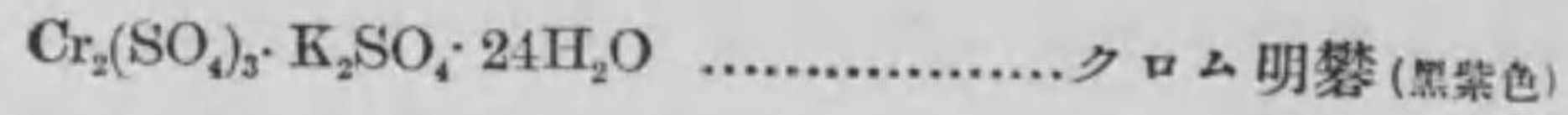
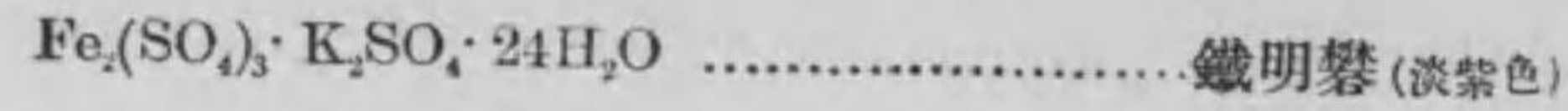
(一價金属) R'	K	Na	NH_4 (基)
(三價金属) R^{III}	Al	Fe	Mn Cr

にして、従つて是等より生成すべき明礬の種類は12種あるべきも、通常造らるるものは下の5種なり(着色圖参照)。



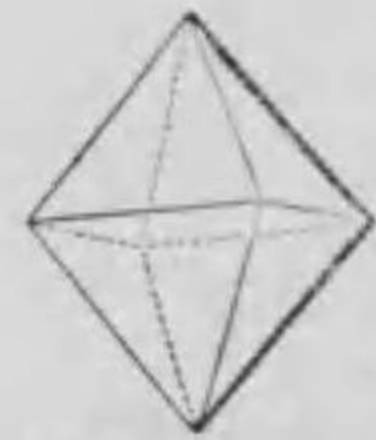
《注》ドーサ引の紙とは明礬を塗りたる紙のことなり。明礬水を以て日本紙に文字を書いて乾かせるものを水に浮ぶるときは紙は濁るも明礬のある所だけ白く表はるべし。之れ明礬が暫く水に溶解せずして粉末のまゝにて存するによる。

《注》明礬には又 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{MnSO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ の如き1價金属の代りに2價金属の入れるものあり。されど之れ普通のものと同形體ならず。



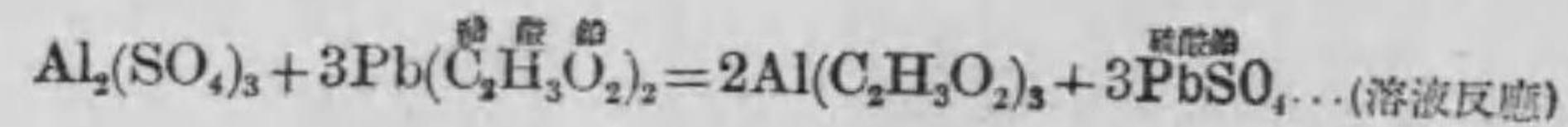
是等の明礬は元來二種の金属名を明礬の上に冠らして呼ぶべきものなるも、普通の明礬に於ける金属即ちアルミニウム及びカリウム以外の金属名のみを冠するを常とす。例へば鐵カリウム明礬を單に鐵明礬と稱するが如し。

明礬は唯其組成の斯く類似するのみならず、結晶形亦何れも同形(八面體)なり。かかる物質を同形體と名づく。同形體は其一種の結晶を包みて他種の結晶を生ぜしむるを得るものにして普通の明礬の濃厚なる温溶液中にクロム明礬の小結晶を吊すときは之を核として結晶の生長するを見るべし。

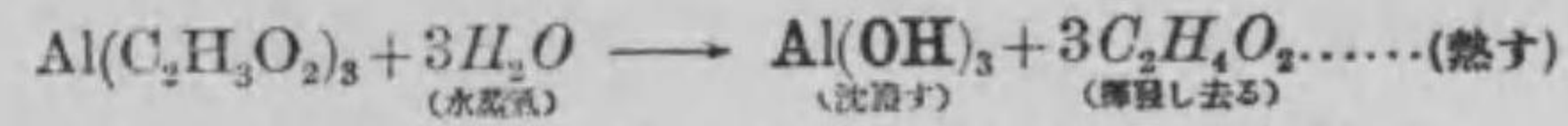


第144圖—明礬の結晶

8. 醋酸アルミニウム $[\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_3]$ (製法) 硫酸アルミニウムの溶液に醋酸鉛の溶液を加ふれば、水に不溶性の硫酸鉛を沈澱するが故に之を濾別し、溶液中に存する醋酸アルミニウムを蒸發法により結晶せしむ。

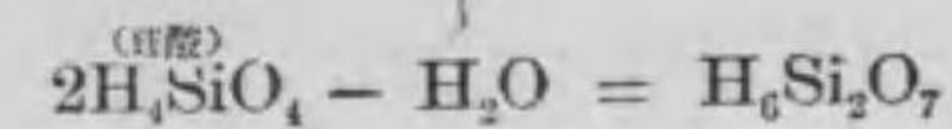


【性質】醋酸アルミニウムに熱したる水蒸氣を作用せしむれば容易に分解して水酸化アルミニウムと醋酸とに變ず。而して此際生ずる醋酸は硫酸と異なり揮發性なるを以て (第438頁) 此反應は完全に進行す。



【用途】上の反應に基き、染色せんとする纖維に醋酸アルミニウムを吸収せしめ、次に水蒸氣を以て之を處理するときは、硫酸アルミニウムを用ふるよりは一層容易に水酸化アルミニウムの沈澱を得べし。此理より醋酸アルミニウムは専ら媒染劑として盛に使用せらる。

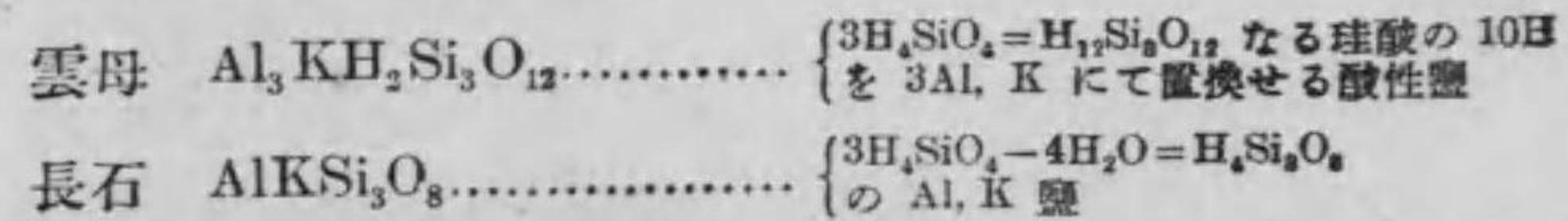
9. 珪酸アルミニウム $[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_7]$ (生成) 珪酸アルミニウムは珪酸の無水物即ち



のアルミニウム鹽と見做すべきものにして、岩石の自然風化によりて生成す。

【性質】珪酸アルミニウムは俗に磁土(或は陶土)と稱せらるる白色の粉末にして、熱濃硫酸及び弗化水素酸に侵さるるも、其他の酸或はアルカリには侵さるることなし。此物質の特性は水にて捏ねるときは粘性ある塊となり、之を乾燥すれば一様に收縮し水に浸すも再び軟化せざる堅固なる質に變じ、更に強熱するときは愈收縮して硬性を増加し、且殆んど熔融せざるにあり。

珪酸アルミニウムは珪酸カリウムと複鹽をなして岩石を形成す。長石及び雲母の如き之れなり。



而して上の複珪酸鹽と石英(SiO_2)との混合せる塊は彼の花崗石なり。

〔用途〕珪酸アルミニウムは陶磁器を製し、又⁽¹⁰⁾群青と稱する美麗なる青色の顔料を造る。

10. 陶磁器 珪酸アルミニウムに珪酸カリウムを混和すれば著しく融點を降下し強熱によりて融合するを得るに至る。陶磁器は此性を利用して製せらる。今磁土 ($Al_2Si_2O_7$)、長石 ($AlKSi_3O_8$) 及び石英 (SiO_2) を細かなる粉末となし、水にて捏ねて所要の形に造り上げ、日蔭にて乾かしたる後窯に入れ凡そ 500° に熱するときは、頗る多孔質の所謂素焼となる。次に之を⁽¹¹⁾釉薬として長石 ($AlKSi_3O_8$) と、灰汁即ち炭酸加里液 (K_2CO_3) との混合液中に浸し、再び之を窯に入れて凡そ 1500° に強熱す。然るときは素焼の表面に附着せし長石と炭酸加里とは硝子様の透明なる珪酸鹽に變じ、同時に素焼も亦多少收縮して、堅固なる白色半透明の光澤ある磁器を生ず。⁽¹²⁾ 而して釉薬を施す前、素焼の上に酸化金屬を用ひて模様を畫くときは、強熱の際に其等金屬の珪酸鹽を生じ、金屬の種類によりて特異に着色せらるべし。

磁器は最も純粹なる磁土を用ひ之を熱するときの溫度最も高く、陶器は夫よりも不純なる磁土にて造り加熱の溫度も亦低し。又土器は最も不純なる磁土即ち粘土を最も低溫に熱して製す、其褐色

(10) 群青は陶土に硫酸ナトリウム、炭、硫黄を混じ先づ空氣を絶ちて熱し、更に硫黄を加へ空氣を通じて熱して製す。

(11) 素焼と釉薬との膨脹率を異にするものは磁器の表面に龜裂を生ず。

(12) 青... 酸化コバルト、黄... 酸化アンチモン、綠色... 酸化クロム、紫... 酸化マンガ

ン。

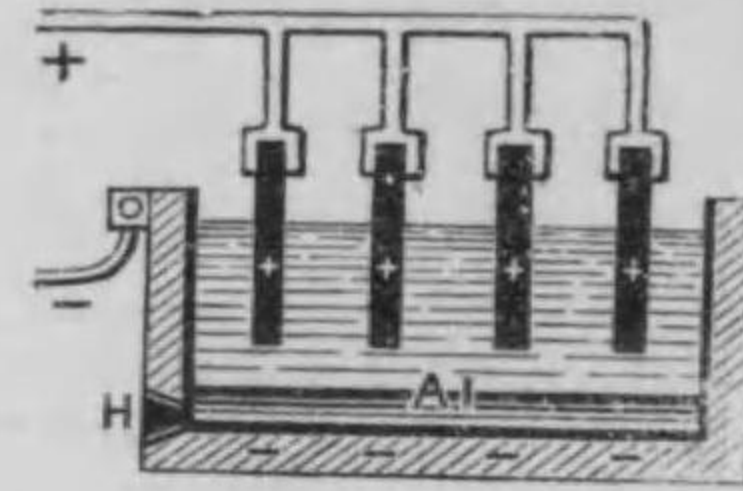
陶磁器製造



1. 原料の石を碎きて粉末とし 2. 水簸して精製したるものを 3. 捏ねて所要の形に作り 4. 更に之に手入をしたる後 5. 素焼窯に入れて焼き 6. 釉薬を施し 7. 焼成準備を整へ 8. 焼成窯に入れて強熱して陶磁器となす (442頁参照)

を帯ぶるは磁土に夾雜せる酸化第二鐵の色に基けり。⁽¹³⁾

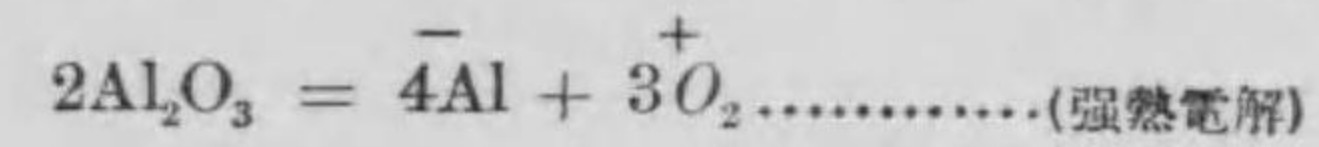
11. **アルミニウムの冶金** アルミニウムは酸化アルミ



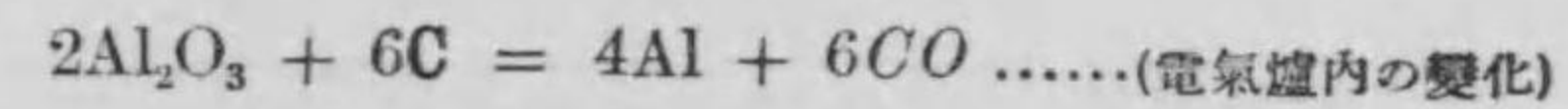
第145圖—アルミニウムの冶金。

ニウム $[Al_2O_3 \cdot 2H_2O]$ (鐵礬土) を原料とし、その精製せるもの (第436頁) を螢石 (CaF_2) 又は氷晶石 $(AlF_3 \cdot 3NaF)$ と共に耐火性物質 (酸化マグネシウム) を以て其内面を被へる鐵製坩堝に入れ、此

坩堝を陰極となし、又此内へ垂下せる炭素棒を陽極として強力なる電流を通ずるときは、酸化アルミニウムは強熱せられて熔融し、同時に電解してアルミニウムを陰極の坩堝内に析出す。



而して陽極に生ずる酸素は直に電極の炭素と化合し酸化炭素に變じて逸散するが故に、この變化は又下の如く酸化アルミニウムを強熱せる炭素により還元せしむるものとも考ふるを得べし。



坩堝内に投入せる螢石或は氷晶石は弗素の化合物にして、此際變化を受くることなく (第155頁)、唯酸化アルミニウムに混じて其融點を降下せしむる作用をなすのみ。

12. **摘要** アルミニウム $Al=27.1$, 原子價 3 價, 比重 2.6,

融點 657° , 沸點 1800° .

(13) 磁器—九谷燒, 清水燒, 瀬戸燒, 平戸燒, 伊萬里燒。陶器—薩摩燒, 出雲燒, 粟田燒。土器—土鍋, (瓦, 煉瓦)

化学式	名 稱	製 法	性 質	用 途
Al	アルミニウム (Aluminium)	Al ₂ O ₃ を電解す。	展延性あり。比重小なり。高温にて甚だ酸化し易し。鹽酸、硫酸、苛性アルカリに溶解す。	器具。線及び箔。合金。還元劑。
Al ⁺⁺⁺	アルミニウム =イオン (Aluminium Ion)	鹽類を溶解す。	無色、収斂性の味あり。アルカリにより白色沈澱を生じ、其過量には溶解す。	—
Al ₂ O ₃	酸化アルミニウム (Aluminium Oxide)	Al(OH) ₃ を熱す。天然に産す。	酸に不溶。天産のもの硬し。	寶石。研磨用。冶金の原料。
Al(OH) ₃	水酸化アルミニウム (礬土) (Aluminium Hydroxide)	礬土を Na ₂ CO ₃ 及び CO ₂ にて處理す。	白色膠狀。酸、アルカリに可溶。色素と化合す。	硫酸アルミニウム、酸化アルミニウムの原料。
Al ₂ (SO ₄) ₃ (16H ₂ O)	硫酸アルミニウム (礬酸礬土) (Aluminium Sulphate)	Al(OH) ₃ を H ₂ SO ₄ に溶解す。	可溶。水溶液は加水分解す。	硫酸アルミニウムの原料。製紙。淨水用。
Al ₂ (SO ₄) ₃ · K ₂ SO ₄ · 24H ₂ O R ^{III} (SO ₄) ₃ · R ^I SO ₄ · 24H ₂ O	明 礬 (Alum)	硫酸アルミニウムと硫酸カリウムとを混ず。	八面體結晶。可溶。	媒染劑。製紙。淨水用。
Al(C ₂ H ₃ O ₂) ₃	醋酸アルミニウム (Aluminium Acetate)	硫酸アルミニウムに醋酸鉛を加ふ。	白色可溶性の結晶。加水分解す。	媒染劑。
Al ₂ Si ₂ O ₇	珪酸アルミニウム (Aluminium Silicate)	天然に存す。	白色粉末。不溶。熔融し難し。	陶磁器の原料。

定 義

媒染劑 (Mordant)	可溶性の染料と化合して之を不溶性に變ぜしむる物質をいふ。
同形體 (Isomorphism)	結晶形を同ふし、且組成相類似する鹽をいふ。

13. 問題 1.* アルミニウムの所在、製法、性質、用途を記せ。 (443 頁, 434 頁)

2. 水酸化ナトリウムの金属アルミニウム及び水酸化アルミニウムに対する作用を記せ。 (436 頁, 437 頁)

3.* 明礬の種類及び性質如何。 (439 頁)

4.* 銀とアルミニウムの差異を述べよ。

- 解
1. 比重.....アルミニウムの比重は銀の略四分の一に等し。
 2. 展延性.....アルミニウムの展延性は銀に劣る。
 3. 傳導性.....アルミニウムの熱及び電氣の傳導性は銀の略三分の一に相當す。
 4. 酸化性.....アルミニウムは高温にて烈しく酸化するも、銀は酸化せず。
 5. 硫化性.....アルミニウムは銀の如く黑色の硫化物を生ぜず。
 6. 酸との作用.....アルミニウムは鹽酸に溶解し硝酸に溶解せざるも、銀は鹽酸に不溶にして硝酸に可溶なり。

5.* 下に挙ぐる諸金属の日用器具の製造に供せらるるは、如何なる性質を利用するものなるか。

イ. アルミニウム ロ. 錫 ハ. 亜鉛

- 解
- イ. 比重小にして物理的及び化学的に耐性あること。
 - ロ. 光澤ありて且化学的耐性あること。
 - ハ. 化学的耐性に富むこと。

6.* 明礬の水溶液の酸性反應を呈する理由を説明せよ。 (439 頁)

7. 礬と稱せらるる化合物は如何なるものか。

- 解 或る金属の硫酸鹽にして、何れも水に溶解し易し。即ち
- 藍礬 CuSO₄ · 5H₂O 綠礬 FeSO₄ · 7H₂O
 皓礬 ZnSO₄ · 7H₂O 明礬 AlK(SO₄)₂ · 12H₂O

8.* 同素體と同形體との區別を説け。 (168 頁, 440 頁)

9. アルミニウムの非金属に類せる點をあげよ。

- 解 非金属は酸素と化合し (NO₂), (PO₅), (BO₃) の如き酸の基を生ず。然るにアルミニウムは苛性鹼に溶解しアルミン酸基 (AlO₂) を造ること非金属に於けるが如し。

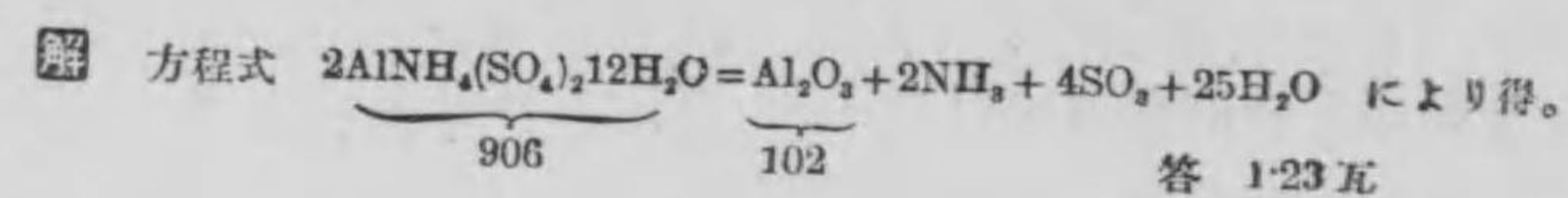
10. 鐵とアルミニウムとの性質の優劣を比較せよ。

【解】 アルミニウムは軽きこと、酸化し難きことに於て鐵に優り、鐵は強靱なること、鍛錬によりて任意の硬度を與へ得ることに於てアルミニウムに優る。

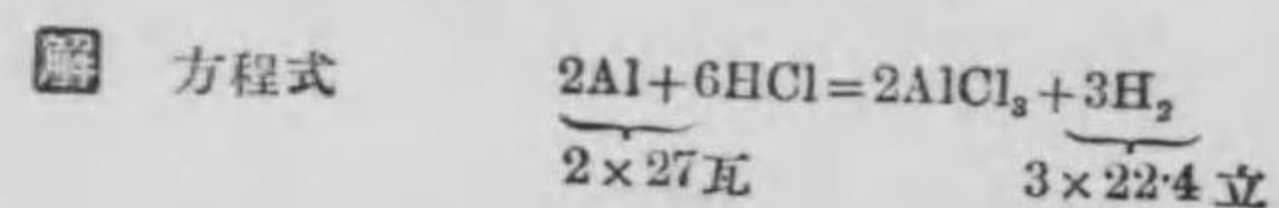
11. 純粘土及び明礬中に含まるるアルミニウムの百分比を示せ。

$$\left. \begin{array}{l} \text{純粘土} \dots\dots\dots 100 \times \frac{\text{Al}_2}{\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_7} = 24.3\% \\ \text{明礬} \dots\dots\dots 100 \times \frac{\text{Al}}{\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}} = 5.7\% \end{array} \right\} \text{答}$$

12. アムモニウム明礬の 11 瓦を灼熱して得べき酸化アルミニウムの量如何。



13. アルミニウムの若干量を鹽酸に加へ發生する水素を 18°, 746.4 耗壓の下に於ける水上に捕集せしに 420 c.c. の體積を有するを知れり。使用せしアルミニウムの量如何。但し 18° に於ける水の蒸氣壓は 15.4 耗なり。



420 c.c. の水素は 18° に於て (746.4 - 15.4) 耗の壓を有するが故に其標準狀況に改算せる體積は

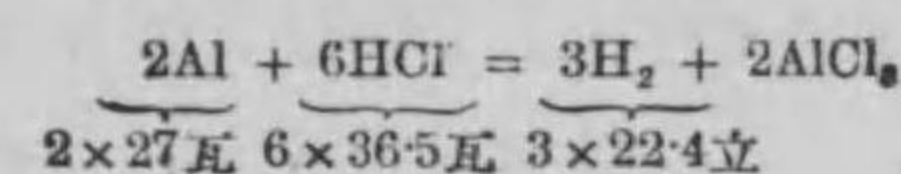
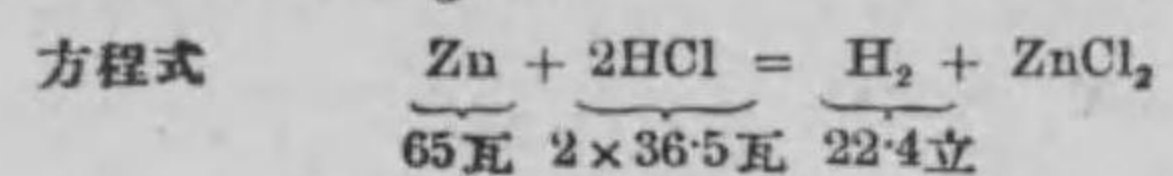
$$420 \text{ c.c.} \times \frac{273}{273 + 18} \times \frac{746.4 - 15.4}{760.0} = 379 \text{ c.c.}$$

而して 22.4 × 3 立の水素は 2 × 27 瓦のアルミニウムより得らるる量により求むる値は

$$2 \times 27 \text{瓦} \times \frac{379}{3 \times 22.4 \times 1000} = 0.3 \text{瓦} \quad \text{答 } 0.3 \text{瓦}$$

14. 亜鉛 33.3% を含むアルミニウムの合金 12 瓦を、35% の HCl を含む鹽酸 180 瓦中に投ずれば、標準狀況に於て幾 c.c. の水素を發すべきか。

【解】 此合金は亜鉛の $\frac{1}{3}$ 量即ち 4 瓦とアルミニウムの 8 瓦とを含み、且



により此合金全量を溶解するに要する鹽化水素は

$$4 \text{瓦} \times \frac{2 \times 36.5}{65} + 8 \text{瓦} \times \frac{6 \times 36.5}{2 \times 27} = 46.2 \text{瓦}$$

にして、與へられたる鹽酸 180 瓦は鹽化水素の 180 瓦 × 0.35 = 63 瓦を含むが故に、合金は悉く溶解し、従つて發生する水素は

$$22.4 \text{立} \times \frac{4}{65} + 22.4 \text{立} \times 3 \times \frac{8}{2 \times 27} = 11.3 \text{立}$$

答 11.3 立

第三

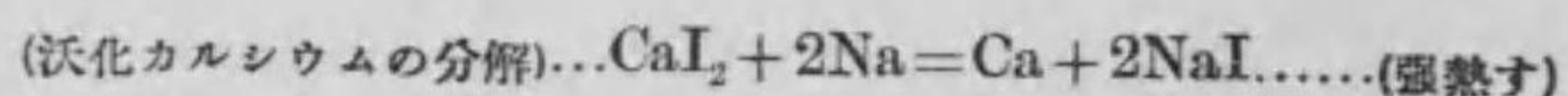
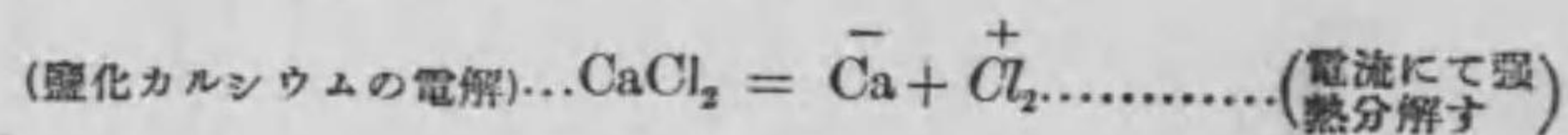
金属の三 (何れも水に溶解す)

第一章 アルカリ土族

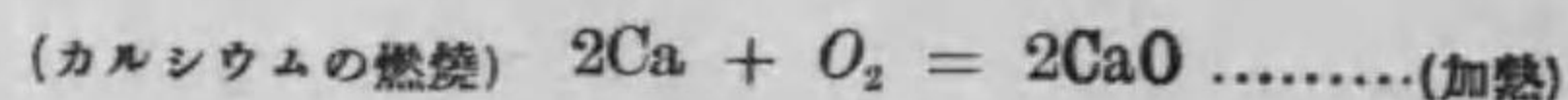
第一節 カルシウム

1. **カルシウム** 【Ca】 (所在) カルシウムは甚だ酸化し易きがため遊離状態をなして産出することなく、主として炭酸塩 (CaCO₃) となりて岩石を造り、又硫酸塩 (CaSO₄·2H₂O)、燐酸塩 [Ca₃(PO₄)₂]、弗化物 (CaF₂) 及び珪酸塩 (Ca₂Si₂O₈) 等となりて産出する。

【製法】金属カルシウムは其鹽化物を熔融電解し、又は沃化物をナトリウムにて分解して得らる。

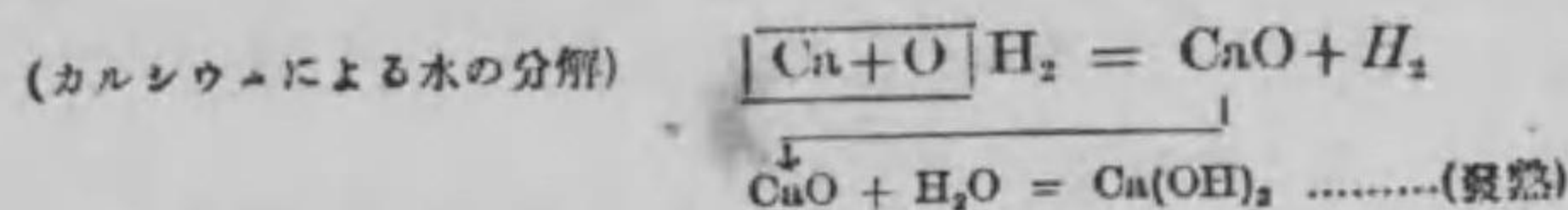


【性質】カルシウムは僅かに 1.8 の比重を有する白色の金属にして、質鉛よりは稍硬し。甚だ酸化し易く、熱すれば黄赤色の燐をあげ燃焼して白色の酸化カルシウム [CaO] となり、常温に於て穩かに水の酸素を奪取して水素を遊離せしめ、同時に自ら酸化物となり水に溶解して水酸化物となる。



(*) カルシウムは 1808 年 Davy 氏創めて之を製出せり。

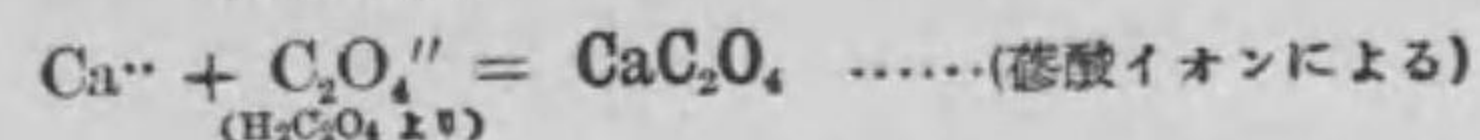
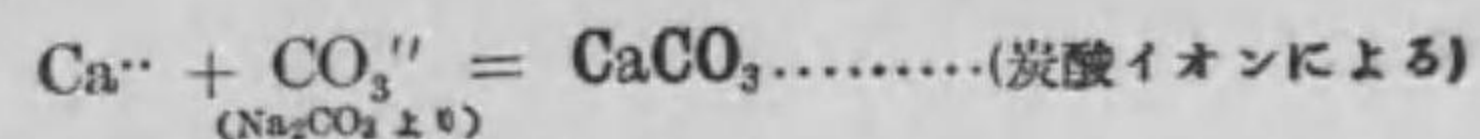
Ca + 2HCl = CaCl₂ + H₂



カルシウムを酸に投ずれば烈しく水素を驅出す。

【用途】カルシウムは水を分解する性を利用し、水素の製取に供せらるることあり。

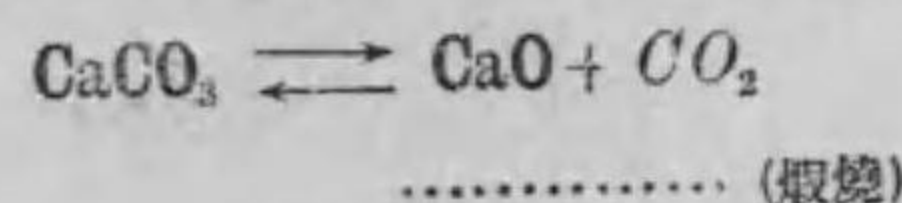
2. **カルシウム=イオン** 【Ca²⁺】 (イオン) カルシウム=イオンは炭酸イオン (CO₃²⁻) により白色の炭酸カルシウムを沈澱し、又蓚酸イオン (C₂O₄²⁻) に遇ひ白色の蓚酸カルシウムを析出す。



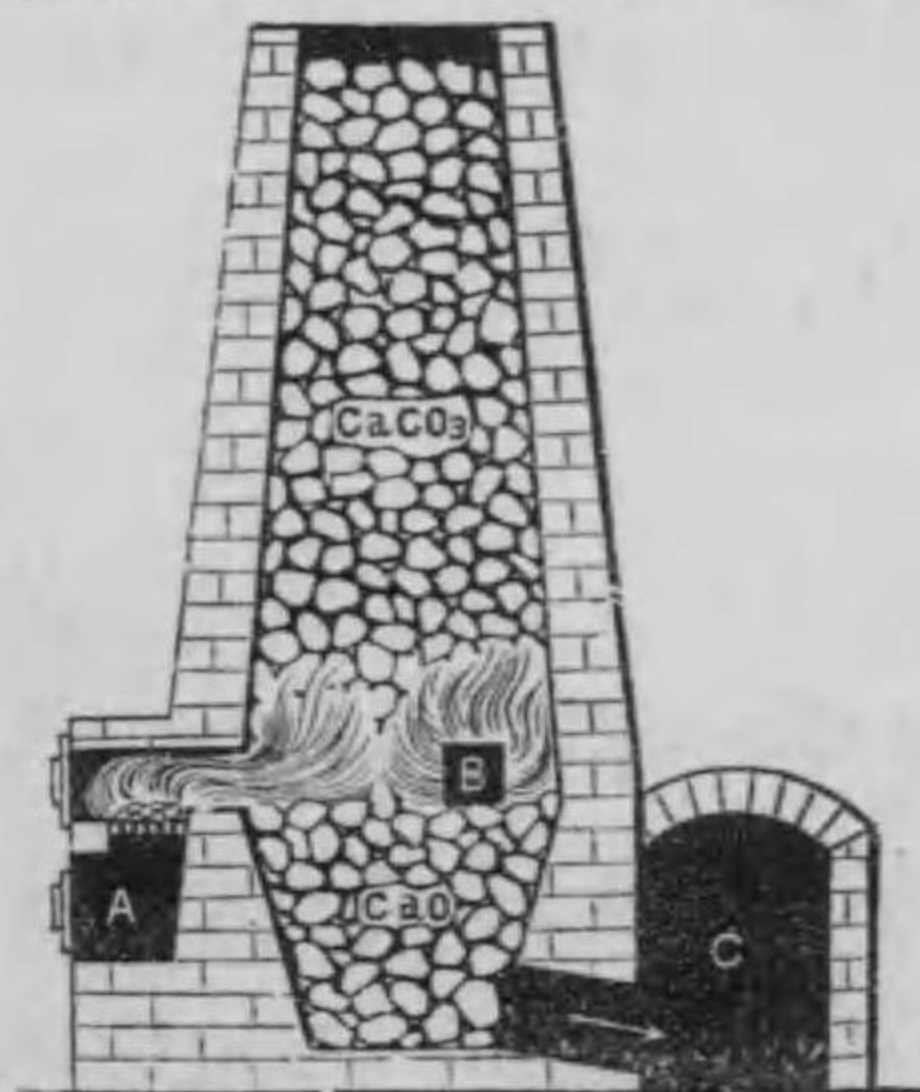
【燐色反應】カルシウム鹽を白金線に着けて無色の燐中に支ふれば、カルシウム成分の酸化によりて燐は黄赤色を呈す(色反應圖)。斯く或金属が酸化するに際し無色の燐に特殊の色を與ふことを燐色反應と稱す。燐色反應はアルカリ土族及びアルカリ族の金属の鑑識上極めて重要なものなり。

3. **酸化カルシウム**

【CaO】 【製法】炭酸カルシウムを強熱するときは、解離して酸化カルシウムと無水炭酸とに變ず。



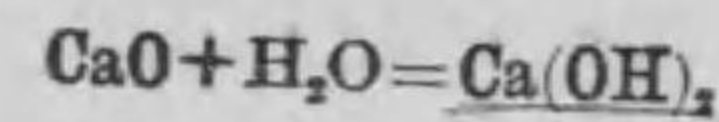
此反應は石灰石より生石灰を工業的に製するに利用せらる。



第 146 圖 生石灰製造爐

(*) A B は空氣を供給する口、C は生ぜし CaO を冷却する室。

(性質) 酸化カルシウムは通常生石灰といふ。白色無定形にして、融点甚だ高く電気爐の強熱(2000°位)に達ふも尙融解することなし。之に水を注ぐときは烈しく化合して水酸化カルシウムとなり、



……………(發熱しつつ起る)

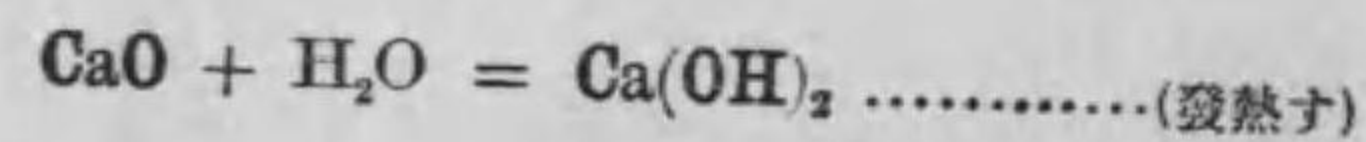
同時に多量の化合熱を發生す。故に塊状の生石灰に水を加ふれば此際氣化せる水蒸氣のため生成物は膨起して、粉末状に變ず。



第147回—生石灰に水を加へて消石灰を製す。

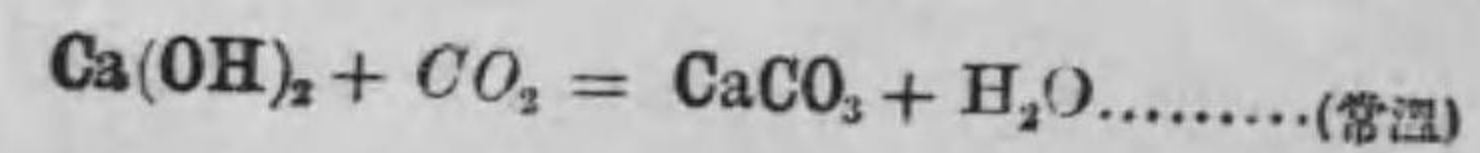
【用途】酸化カルシウムは (1) 多量に水酸化カルシウムを製するに供し、(2) 又融点高さ性を利用し、耐熱性の物質として電気爐、白金溶解爐を製し、又酸水素焰にて灼熱し光源に供す。

4. **水酸化カルシウム** $[\text{Ca(OH)}_2]$ 【製法】水酸化カルシウムは酸化カルシウムに水を注ぎて製せらる。

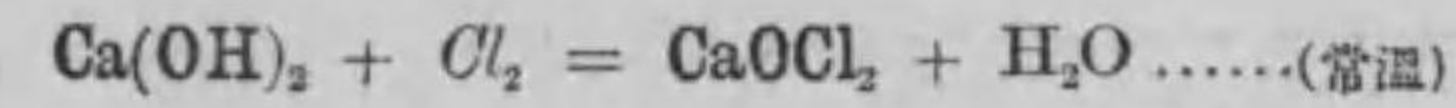


(性質) 水酸化カルシウムは通常消石灰と稱す。白色無定形の粉末にして、

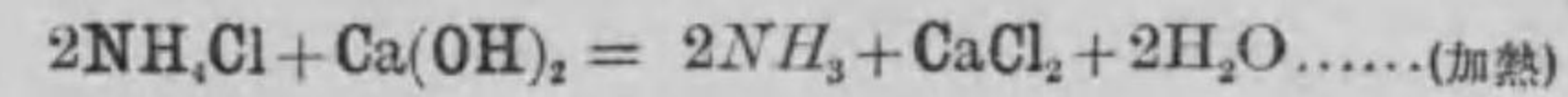
(1) よく無水炭酸を吸収し、而して炭酸カルシウムに變じ、



(2) 鹽素を吸収して漂白粉となり、



(3) 鹽化アムモニウムと共に熱すれば前者を分解してアムモニアを發生せしむ (第201頁)。



(4) 又之を水に混ざれば其大部分は溶解せずして白濁を呈し、之を放置すること數時間に亘れば無色透明なる上澄を得べし。前者を石灰乳と稱し、後者を石灰水と稱す。

(5) 石灰水の飽和せるものは一立中僅かに水酸化カルシウムの2瓦を溶存するに過ぎざれども、其溶解せる部分は殆んど完全に電離してカルシウム=イオンと水酸イオンとに變ずるがため、



炭酸イオン(CO_3'')に遇ひて、炭酸カルシウムの白濁を生じ、又強きアルカリ性反應を呈す。彼の石灰水を用ひて無水炭酸を検出するは後者が水に溶けて生ずる炭酸中の炭酸イオンが此カルシウム=イオンに作用して上の反應を呈するを利用せるなり。

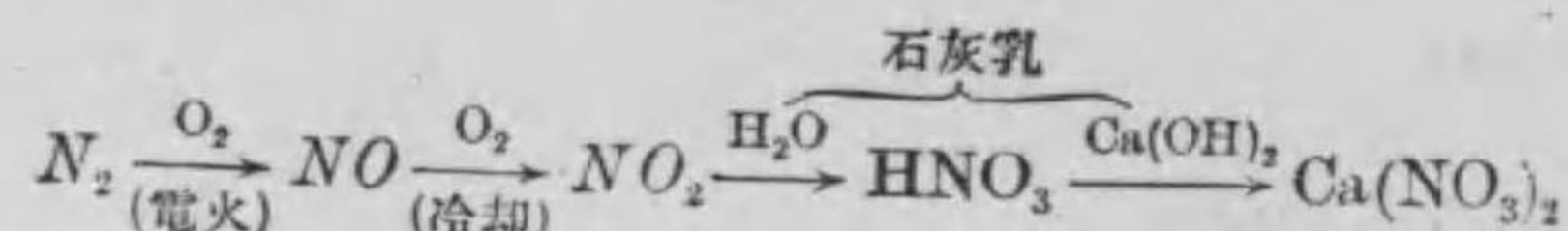
【用途】消石灰は (1) 無水炭酸を吸収し炭酸カルシウムに變じて硬化する性に基き廣くセメント、漆喰、白壁等の製造に供し、(2) 鹽素と分解し易き化合物を造る性に基き漂白粉を製し、(3) 其溶液が水酸イオン(OH')を含みて強アルカリ性を呈する性は苛性加里、苛性曹達、アムモニアの如きアルカリ性の物質を製し、又肥料、獸皮の脱毛、消毒劑として盛に利用せらる。

(*) 白壁は消石灰を水にて練りたるもの、漆喰は消石灰と粘土と砂とを角菜(つものまた)の液汁にて捏ねたるもの、セメント $[4\text{Ca}_3\text{SiO}_4 \cdot \text{Ca}_2(\text{AlO}_3)_2]$ は石灰石と粘土とを灼熱して製せるものなり。

病菌の撲滅に供せらる。漂白せんとする布帛は之を漂白粉の溶液に浸し、充分に上の化合物を吸収せしめたる後稀硫酸に移せば可なり。而して布帛に残れる鹽素は充分に水にて洗滌するか、チオ硫酸ナトリウムの溶液に浸して除去し置くを要す(第489頁)。

8. **硝酸カルシウム** $[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}]$ 硝酸カルシウム

は空氣に電火を通じて得たる酸化窒素を石灰乳に導きて盛に工業的に製せらるる、

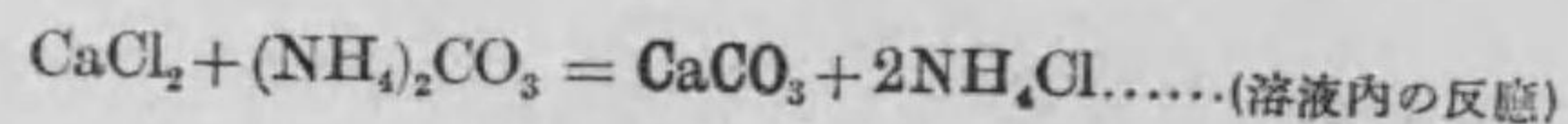


潮解性の白色結晶にして、諾威智利硝石と稱し肥料に供せらる。

9. **炭酸カルシウム** $[\text{CaCO}_3]$ 《所在》炭酸カルシウムは

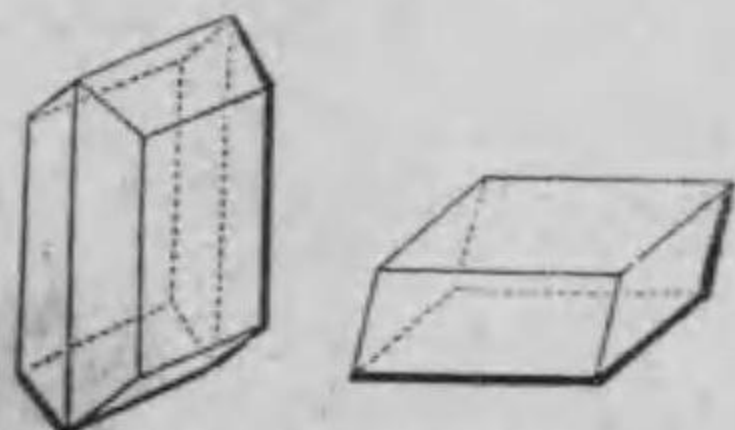
方解石、大理石、石灰石、白堊等の鑛石及び珊瑚、貝殻、卵殻等の主成分をなして多量に存在する物質にして、

《製法》實驗室に於ては鹽化カルシウムに炭酸アムモニウムを作用せしめて製出するを常とす。



《性質》天然に存在する炭酸カルシウムは二種の異なる形態を有す。一は方解石と稱し、恰もマッチ

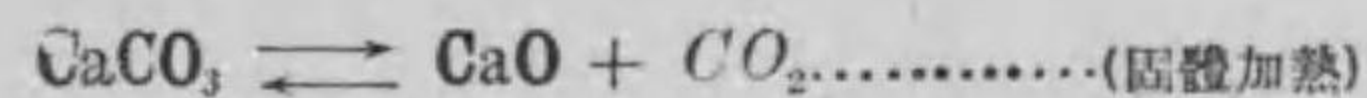
箱をゆがめたる如き斜方六面體に結晶せる無色透明なる形態にして之を透過する光を二重に屈折せしむる性を有す。



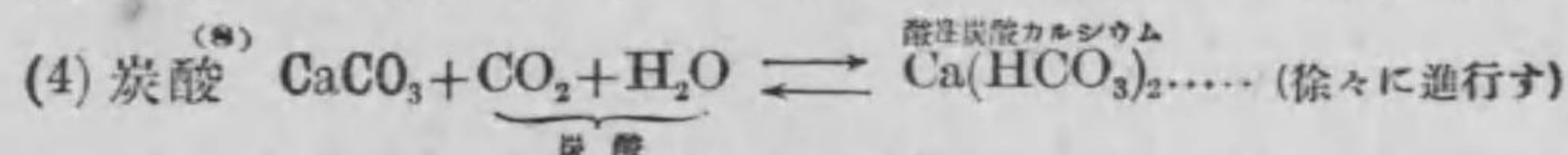
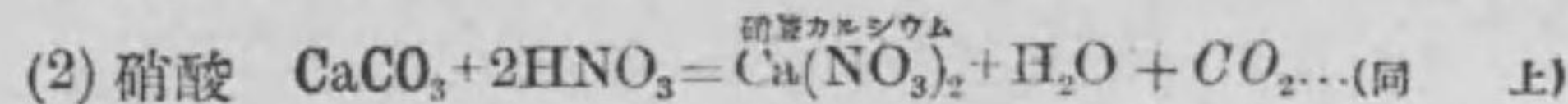
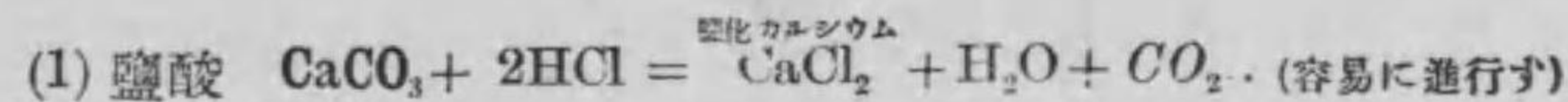
第149圖-霰石(左)、方解石(右) 大理石及び石灰石も亦此種に屬する不純のものなり。今一は霰石と名づけらるる斜方錐形の形態にして、比重は方解石より稍小

く、且大に不安定なり。斯く同一の組成を有して性質を異にする化合物を異性體⁽⁷⁾と稱す。恰も之れ元素の同素體に應ずるものなり。

炭酸カルシウムは何れの形態たるを問はず熱すれば解離して酸化カルシウムと無水炭酸とに變ず。



炭酸カルシウムは毫も水に溶解せず。酸に對しては次の諸反應を呈す。



即ち(1)(2)の如く鹽酸及び硝酸には溶解してカルシウム鹽となり、(3)の硫酸の場合に於ては炭酸カルシウムの表面は生成せる不溶性の硫酸カルシウムにて包まれ酸の接觸を妨げらるるがため、反應は暫時の後停止すべし。

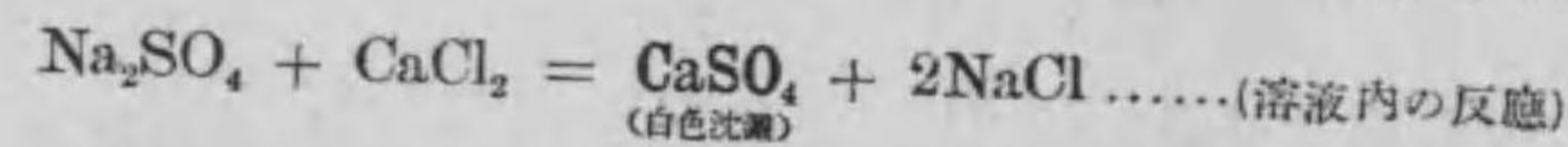
(4)の反應なる炭酸カルシウムが炭酸、即ち無水炭酸を溶解せる水に溶解する反應は、他の酸類の場合と異りて大に緩に進行するものなりと雖、此反應は自然界に於ては長年月を経て頗る大規模に行はる。彼の處々に見る石灰岩の大空洞は、岩石の主成分たる炭酸カルシウムが無水炭酸を含める天然水のために徐に溶かされて成れるものなるべく、且其空洞内に垂下する鐘乳石及び樹立

(7) 異性體は又同分體とも同分異性體とも云ふ(575頁)。
(8) 此反應は石灰水に充分に無水炭酸を通ずるときに起る。

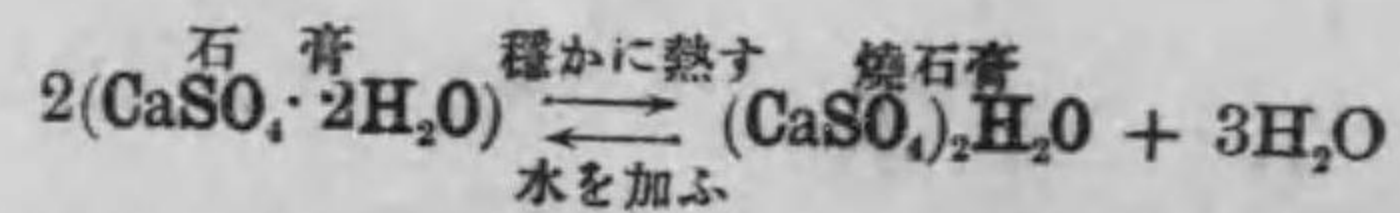
せる石筍は水に溶解せる酸性炭酸カルシウムが上の逆反応の結果無水炭酸を失ひて生ぜる炭酸カルシウムの堆積せるものに外ならざるなり。鐵瓶或は蒸気罐内に生ずる湯垢も亦主に水に含まれし酸性炭酸カルシウムより生ぜる炭酸カルシウム(硫酸カルシウムもあるべし)の沈積せるものなり。

【用途】石灰石は生石灰並に無水炭酸を製する原料となし、大理石は建築用材となり、方解石は光學器械に製せらる。又沈澱法によりて製せる粉末狀の炭酸カルシウム(第454頁)は齒磨粉、強壯劑、制酸劑として用途あり。

10. 硫酸カルシウム $[\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}]$ 【製法】硫酸カルシウムは石膏となりて多量に産出す。其純粹なるは硫酸ナトリウムの溶液に鹽化カルシウムの溶液を加へて製するを常とす。



【性質】硫酸カルシウムは通常二水鹽 ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) となりて、無色透明なる結晶をなす。之を破碎し注意して 120° を越えざる温度に熱すれば、結晶水の一部を失ひて所謂燒石膏 $[(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}]$ に變ず。此物は水と化合して再び石膏に變じて硬化するを特性とす。故に之を水にて捏ねたるものを放置すれば凡そ 15 分間にして全く硬化すべし。



然れども石膏を 200° 以上に熱したるものは燒過石膏と稱し、全

(*) 齒磨粉の一例 $\text{CaCO}_3, \text{MgCO}_3, \text{KClO}_4$ 少量。

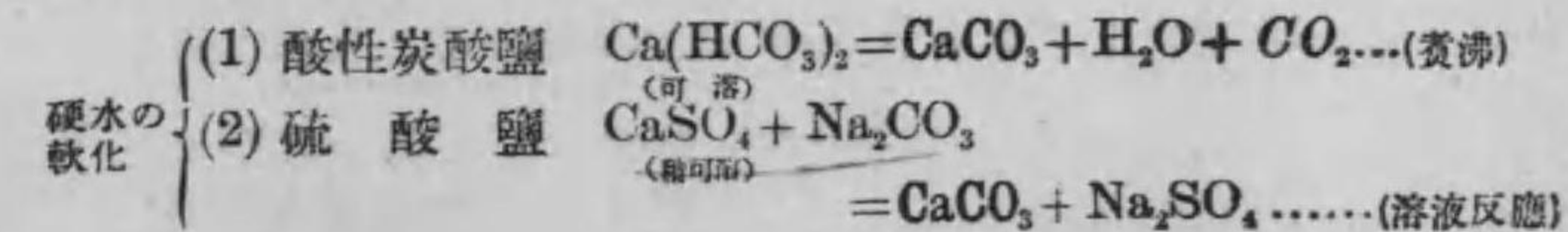
く無水の硫酸カルシウムにして上の特性を缺く。

硫酸カルシウムは殆んど水に溶解せず。されど全然溶解せざるにあらず、その飽和溶液一立中に含まるる硫酸カルシウムの量は僅かに 2 瓦許なり。

【用途】燒石膏は其硬化性を利用し、模型、塑像、鑄型を作り、又固定綑帶となし、或はランプの口金を固着せしむるに供す。燒過石膏は壓し固めて多量に白墨に製せらる。

11. 硬水 カルシウム=イオン (Ca^{++}) 或は マグネシウム=イオン (Mg^{++}) を比較的少量に含める水を硬水と稱し、之に對して純粹なる水を軟水と稱す。是等のイオンは天然水中に溶存するカルシウム或はマグネシウムの硫酸鹽 (CaSO_4), (MgSO_4)、或は酸性炭酸鹽 $[\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2]$, $[\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2]$ より來る。

硬水は石鹼を不溶性に變じて其洗濯作用を消し、漂白及び染色上に害を及ぼすこと大なるが故に、時として之を軟水に變ぜしむるの必要を感ずることあり。然るにカルシウム及びマグネシウムの炭酸鹽は全然水に溶解せざるを以て、硬水を軟化せんには前者に溶存せる鹽類をして炭酸鹽に變じて沈澱せしむる法を講ずれば足る。例へば酸性炭酸鹽を含める水は單に煮沸し、硫酸鹽を含める水は炭酸曹達の如き可溶性の炭酸鹽を加へて其目的を達することを得べし。即ち



(10) $2\text{C}_{15}\text{H}_{21}\text{CO}_2\text{Na} + \text{CaSO}_4 = (\text{C}_{15}\text{H}_{21}\text{CO}_2)_2\text{Ca} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
(石鹼)

14. 摘要 カルシウム Ca=40.09, 分子式 Ca, 原子價 2, 比重 1.8, 融點 760°.

化学式	名 稱	製 法	性 質	用 途
Ca	カルシウム (Calcium)	CaCl ₂ を熔融して電解す。(CaI ₂ を Na にて分解す)。	白色。酸化し易し。常温に於て水を分解す。焰色反應は黄赤色なり。	水素の製造。
Ca ⁺	カルシウムイオン (Calcium Ion)	Ca を水に投ず。	無色。CO ₂ 或は C ₂ O ₄ ²⁻ により白色沈澱を生ず。	試 薬。
CaO	酸化カルシウム (生石灰) (Calcium Oxide)	CaCO ₃ を熱す。	白色。熔融し難し。水と化合して Ca(OH) ₂ となる。	耐熱爐。光源。消石灰。炭化カルシウムの製造。
Ca(OH) ₂	水酸化カルシウム (消石灰) (Calcium Hydroxide)	CaO を水に投ず。	白色。Cl ₂ , CO ₂ を吸収す。溶解度 0.2 にして, Ca ⁺ と OH ⁻ とを含む溶液を作る。	アルカリ。漂白粉。セメントの製造。試薬。
CaC ₂	炭化カルシウム (カーバイド) (Calcium Carbide)	CaO と C とを強熱す。	黒灰色。H ₂ O に作用して C ₂ H ₂ を發す。N ₂ を吸収す。	アセチレン。石灰窒素の原料。
CaCl ₂ (6H ₂ O)	鹽化カルシウム (Calcium Chloride)	NH ₄ Cl と Ca(OH) ₂ とより NH ₃ 製造の副産物。	白色。可溶。潮解性。吸湿性あり。	乾燥劑。寒劑。
CaOCl ₂	漂白粉 (Bleaching Powder)	Ca(OH) ₂ に Cl ₂ を吸収せしむ。	可溶。酸により鹽素を發す。	漂白。殺菌。
CaF ₂	弗化カルシウム (Calcium Fluoride) (螢石)	天 産。	不溶。H ₂ SO ₄ と作用して HF を發生す。螢光を呈す。	熔融劑。HF の製造。
Ca(NO ₃) ₂ (4H ₂ O)	硝酸カルシウム (Calcium Nitrate)	Ca(OH) ₂ を硝酸に溶解す。	無色結晶。可溶。	肥 料。
CaCO ₃	炭酸カルシウム (Calcium Carbonate) (石灰石)	天産。CaCl ₂ に (NH ₄) ₂ CO ₃ を加ふ。	不溶。無色の結晶或は白色粉末。熱解離す。酸に溶けて無水炭酸を發す。	建築用。光學用。生石灰。無水炭酸の原料。
CaSO ₄ (2H ₂ O)	硫酸カルシウム (Calcium Sulphate) (石膏)	天産。CaCl ₂ に Na ₂ SO ₄ を加ふ。	殆んど不溶。一部無水にせるものは吸水硬化す。	模型。綿帶。鑄型。白蠟。
Ca ₃ (PO ₄) ₂	磷酸カルシウム (Calcium Phosphate)	天 産。	不溶。鹽酸、硫酸に可溶。	肥料。燐の製造。
CaSiO ₃ P	珪酸カルシウム (Calcium Silicate)	天 産。	珪酸アルカリと融合して硝子となる。	硝 子。
Ca(C ₂ H ₃ O ₂) ₂ (H ₂ O)	醋酸カルシウム (Calcium Acetate)	醋酸を消石灰に作用せしむ。	無色可溶性。	アセトンの製造。

15. 問題 1.* 天然に産するカルシウム化合物を列挙し、其性質を記せ。 (460 頁)

2.* 二個の例をあげて熱解離を説明せよ。

解 例としては NH₄Cl と CaCO₃ とを用ふべし。 (201 頁, 449 頁)

3.* 酸化カルシウムの製法及び性状を問ふ。 (449 頁)

4.* 生石灰, 石灰石, 消石灰, 石灰水, 石灰乳の區別如何。 (451 頁)

5.* 次の場合に起る化學變化を説明せよ。

(A) 生石灰を空氣中に放置するとき, (449 頁)

(B) 大理石に稀鹽酸を注ぐとき。 (455 頁)

6.* 化學方程式を以て酸化カルシウムに水を加ふる際起る變化を示し、且化生する物質の應用を述べよ。 (450 頁)

7.* 石灰水に炭酸ガスを通ずる時は如何なる變化を生ずるか。

解 最初白濁し、再び清澄となる變化を擧ぐるを要す。 (455 頁)

8.* 漂白粉の製法及び漂白作用を説明せよ。 (453 頁)

9.* 普通なる漂白劑の名稱を列挙し、其各個につき特異なる點をあげよ。

解 漂白粉...鹽素の間接酸化作用、過酸化水素...酸化作用、無水亞硫酸...還元作用。

10.* 硬水を説明し、且之を軟化する方法を述べよ。 (457 頁)

11.* 次の反應を示せ。

炭化カルシウムと水 炭酸カルシウムと硫酸

炭酸カルシウムと硝酸 (452 頁, 455 頁)

12.* 鐵瓶 或は 蒸汽罐に附着する湯垢は如何なる物質なりや、又此物質が如何なる状態に於て水中に存せしや。 (457 頁)

13.* 硝子の種類を挙げて其特性を記し、且その製造に要する原料を記せ。
(459 頁)

14.* 硝子のアルカリに作用され難きもの、及び高熱に耐ふるものは其成分に於て普通の硝子と如何なる差異あるか。

解 普通の硝子は珪酸カルシウムと珪酸ナトリウムとの混合物なるも、此硝子は珪酸カルシウムと珪酸カリウムとの混合物にして且珪酸カリウム少なくて無水珪酸に富む(263 頁無水珪酸の項参照)。

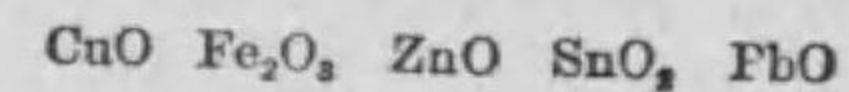
15.* 硝子と磁器とは其成分に如何なる差異ありや。

解 硝子は珪酸のカルシウム鹽と、アルカリ鹽との混合物にして、磁器は珪酸のアルミニウム鹽と、アルカリ鹽との混合物なり。

16.* 金属の酸化物にして炭末と熱との作用により容易に還元せらるるものと還元せられざるものとを列挙せよ。

解 (1) 還元せらるるもの

主に重金属の酸化物之に屬す。



(2) 還元困難なるもの

主に軽金属の酸化物之に屬す。



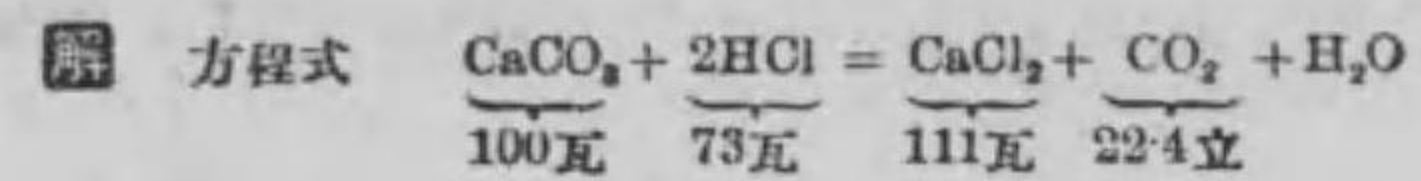
17.* 左記の物質を水に可溶性のものと難溶性のものとの區別せよ。

硝石 石英 黄血鹽 石膏 沃素 甘汞 昇汞

解 可溶性のもの……硝石、黄血鹽、昇汞

難溶性のもの……石英、石膏、沃素、甘汞

18.* 20% の HCl を含む鹽酸を以て 200 瓦の大理石を完全に分解するには、何程の鹽酸を要すべきか。又此際生ずる鹽化カルシウムの重量及び無水炭酸の 15°, 750 耗の時の體積幾何。



$$\text{鹽酸の量} = 200\text{瓦} \times \frac{73}{100} \times \frac{100}{20} = 730\text{瓦}$$

$$\text{鹽化カルシウムの量} = 200\text{瓦} \times \frac{111}{100} = 222\text{瓦}$$

$$\text{無水炭酸の體積} = 22.4\text{立} \times \frac{200}{100} \times \frac{760}{750} \times \frac{273+15}{273} = 47.9\text{立}$$

答 HCl 730 瓦, CaCl₂ 222 瓦, CO₂ 47.9 立.

19.* 石灰石 10 瓦を強熱して得らるべき生石灰の重量及び無水炭酸の體積如何。

解 方程式 $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ により求むべし。

答 CaO 5.6 瓦, CO₂ 2240 立.

20.* 20 瓦の生石灰を得んには幾瓦の石灰石を要するか。且此生石灰より得らるる消石灰の量を問ふ。

解 方程式 $\frac{\text{CaCO}_3}{100} = \frac{\text{CaO}}{56} + \text{CO}_2$ 及び $\frac{\text{CaO}}{56} + \text{H}_2\text{O} = \frac{\text{Ca(OH)}_2}{74}$ により

$$\text{石灰石の重量} = 20\text{瓦} \times \frac{100}{56} = 35.7\text{瓦}$$

$$\text{消石灰の重量} = 20\text{瓦} \times \frac{74}{56} = 26.4\text{瓦}$$

答 CaCO₃ 35.7 瓦, Ca(OH)₂ 26.4 瓦.

21. 100 瓦の消石灰は幾立の鹽素を吸収し得べきか。又此漂白粉は幾%の鹽素を含有するか。

解 方程式 $\frac{\text{Ca(OH)}_2}{74\text{瓦}} + \text{Cl}_2 = \frac{\text{CaOCl}_2}{127\text{瓦}} + \text{H}_2\text{O}$ により

$$\text{鹽素の體積} = 22.4\text{立} \times \frac{100}{74} = 30.3\text{立}$$

$$\text{鹽素の百分率} = 100 \times \frac{71}{127} = 55.9\%$$

答 30.3 立 55.9%

22. 或量の漂白粉を鹽酸にて處分せしに、重量にて18%の鹽素を發生したりといふ。此漂白粉中にはCaOCl₂の幾%を含むか。

解 此漂白粉100瓦中には鹽素の18瓦を含む割合にして、此量の鹽素を生ずべきCaOCl₂の量は

18% x (CaOCl2 / Cl2) = 18% x (127 / 71) = 32.2% 答 32.2%

23. 40%の不純物を含むカーバイド1庇より得らるべきアセチレンの體積を求む。 答 210立

24. 大理石5庇を焼きて2.4庇の酸化カルシウムを得たり。此大理石中のカルシウムの百分率を算出せよ。

解 酸化カルシウム中のカルシウムの重量の大理石の重量に対する、百分比を取るべし。

(2.4% x (40 / (40 + 16)) + 5%) x 100 = 34% 答 34%

25. 39.6%のCaを含む大理石は幾%のCaCO₃を含有するか。

解 39.6 x (CaCO3 / Ca) = 99.0 x (100 / 40) = 99.0% 答 99.0%

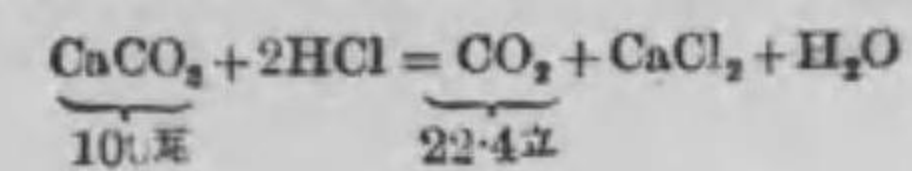
26. 38%の磷酸カルシウムを含む燐礦より過磷酸石灰の200庇を造らんには此燐石幾庇を要するか。

解 方程式 Ca3(PO4)2 + 2H2SO4 = 2CaSO4 + CaH2(PO4)2
310 272 234
200% x (310 / (272 + 234)) x (100 / 38) = 322庇 答 322庇

27.* 炭酸カルシウム95%及び珪酸鹽5%を含める石灰石100瓦を分解して得らるる氣體の體積を計算せよ。

解 此石灰石に鹽酸を加ふれば炭酸カルシウムは分解して無水炭酸を發生すれど

珪酸鹽は變化せず。故に次の方程式により發生する氣體の體積を求めらる。即ち

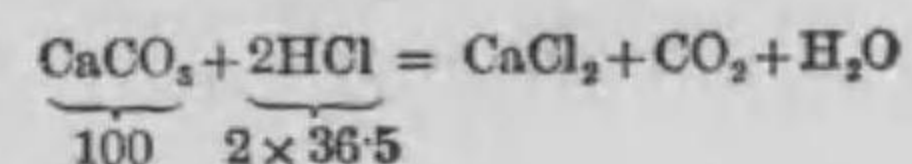


22.4立 x (100 x 0.95 / 100) = 21.28立 答 21.28立

28.* 次の割合より成る混合物100瓦を溶解するには何程の鹽酸を要するか。

二酸化マンガ 87% 炭酸石灰 13%

解 方程式 MnO2 + 4HCl = MnCl2 + Cl2 + 2H2O
87 4 x 36.5



により鹽化水素の全量は

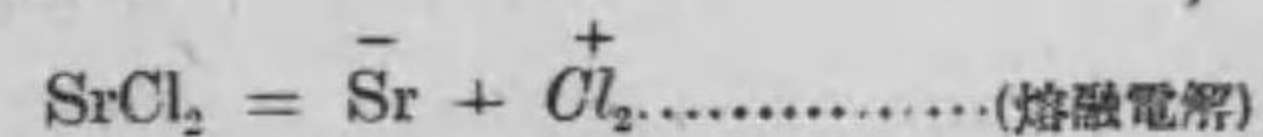
100% x 0.57 x (4 x 36.5 / 87) + 100% x 0.13 x (2 x 36.5 / 100) = 155.5瓦

鹽化水素を鹽酸と見做すときは之れ即ち所要の値なり。 答 155.5瓦

第二節 ストロンチウム バリウム

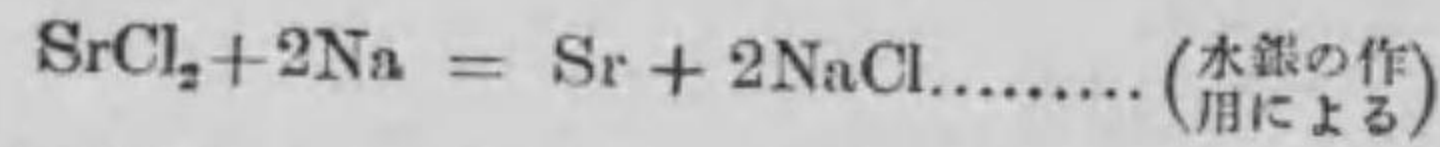
ラヂウム

1. **ストロンチウム** [Sr] 《所在》ストロンチウムは炭酸鹽 [SrCO3] (ストロンチウム鐵), 硫酸鹽 [SrSO4] (天青石) となりて産出す。《製法》ストロンチウム金属は鹽化ストロンチウムの熔融せるものを電解するか、

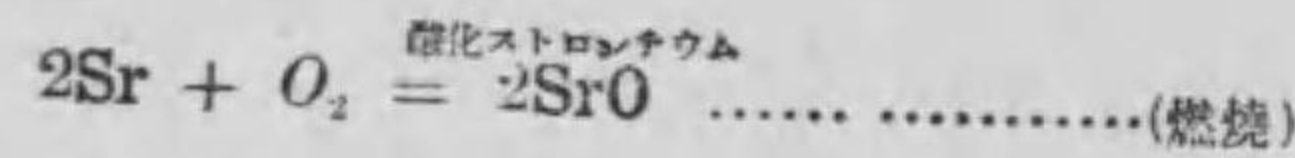


或は鹽化ストロンチウムの濃厚なる溶液にナトリウム=アマルガ

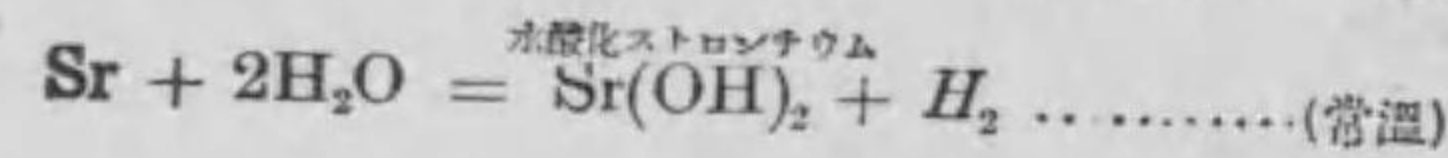
ムを加へて生じたるストロンチウム=アマルガムより水銀を蒸發して製す。



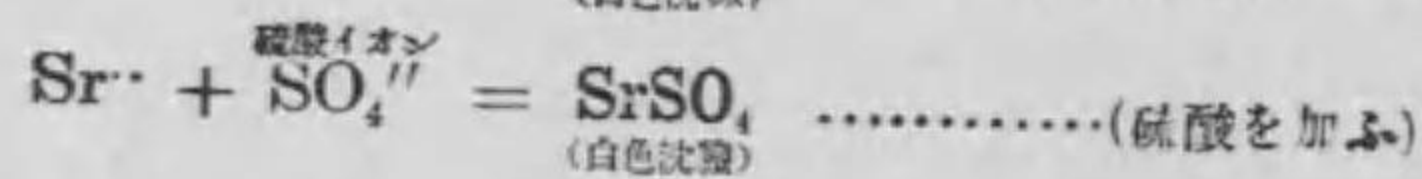
【性質】純粹なるストロンチウムはカルシウムよりは柔軟なる白色の金属にして、空氣中に於て速かに酸化し、熱すれば深紅色の焰を揚げて燃焼す。



此金属の水を分解する作用はカルシウムに比して一層劇烈なり。



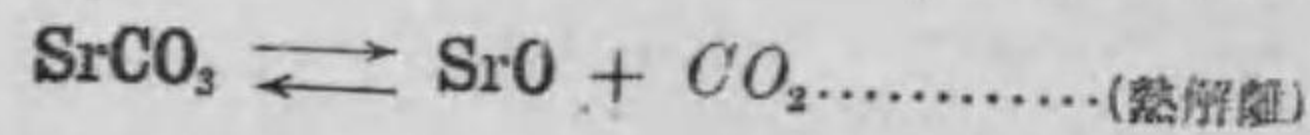
【ストロンチウム=イオン】ストロンチウムは水に溶解して、二價の無色イオンを造る。此イオンの反應は全くカルシウム=イオンに同じ。即ち



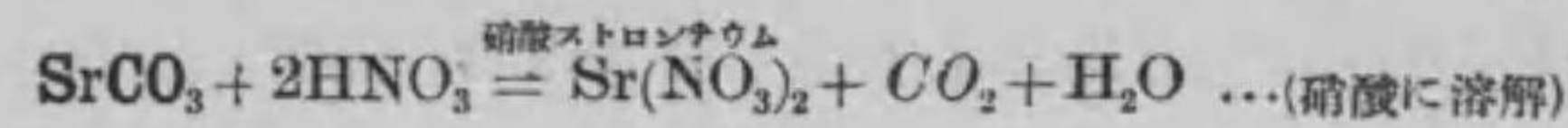
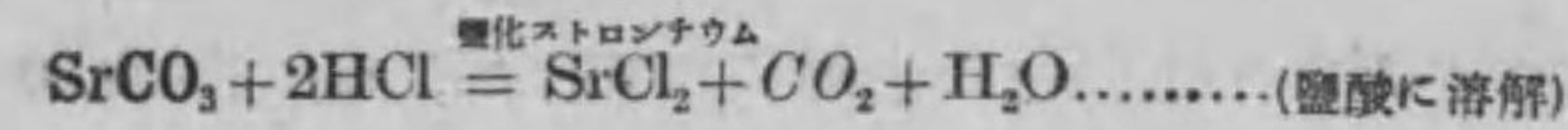
【焰色反應】ストロンチウム鹽は鋭敏なる焰色反應を呈し、其微量も無色焰を深紅色に着色す(焰色反應圖)。

2. 炭酸ストロンチウム [SrCO₃] 炭酸ストロンチウム

は天然に霰石と同形なる斜方晶に結晶して産出する鑛石にして、ストロンチウム化合物の主原料たり。この化學的性質は全く炭酸カルシウムに等しく、強熱すれば解離して酸化物となり、

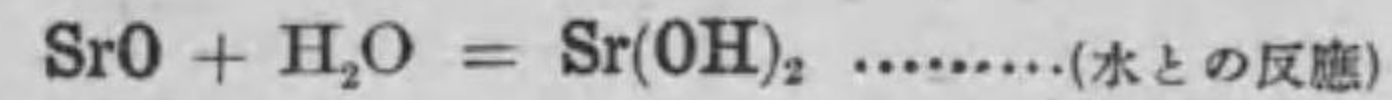


又酸に溶解して其酸のストロンチウム鹽となる。



3. 爾餘のストロンチウム化合物 酸化ストロンチウム

[SrO] は炭酸ストロンチウムを熱して得らるる白色の固體にして、水と化合して水酸化ストロンチウム [Sr(OH)₂] を生ずること酸化カルシウムに似たり。

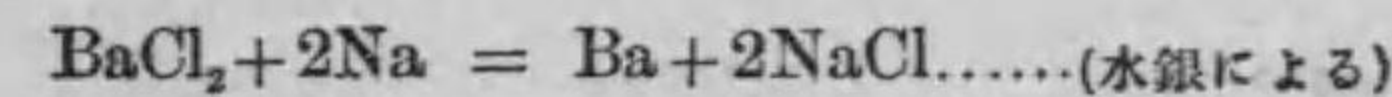
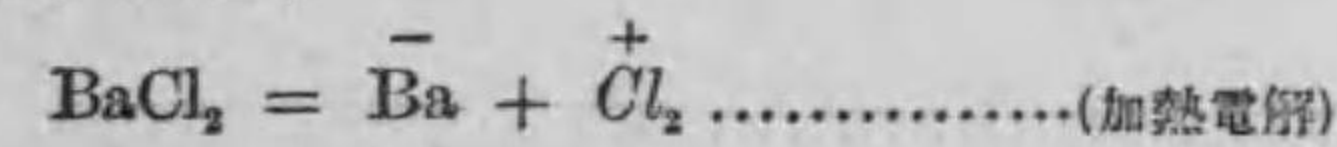


而して此生成物は僅かに水に溶解す。されど其溶解度は水酸化カルシウムより稍大なり。鹽化ストロンチウム [SrCl₂] 及び硝酸ストロンチウム [Sr(NO₃)₂] は何れも水に溶解し易き鹽類にして、後者は酸化劑(鹽素酸カ)及び可燃物(硫黄)に混じて赤色の花火を製す。⁽¹⁾ 硫酸ストロンチウム [SrSO₄] は之に相當するカルシウム鹽よりは一層水に溶解し難く、天然に斜方柱狀の結晶をなして産出す。

4. バリウム [Ba] (所在)バリウムも亦ストロンチウム

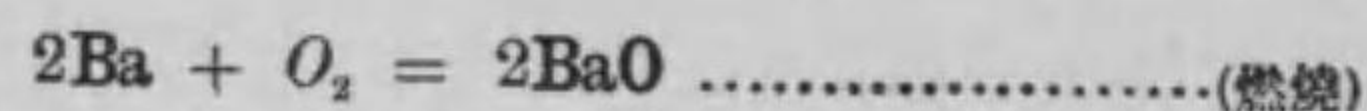
の如く、炭酸鹽 [BaCO₃] (毒重石)、硫酸鹽 [BaSO₄] (重晶石) となりて産出す。

【製法】其鹽化物を、電解するか或はナトリウム=アマルガムにて分解するか法によりて金属バリウムを製すること亦ストロンチウムに於けるが如し。

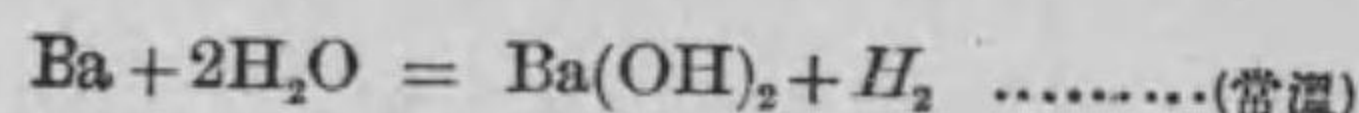


(1) 赤色花火の組成 Sr(NO₃)₂ : S : KClO₃ = 3 : 1 : 1

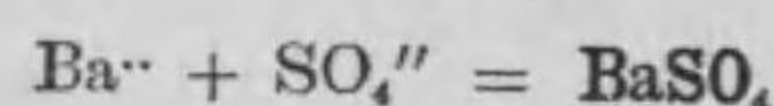
【性質】バリウムは白色の金属にして、空気中にて容易に酸化し、熱すれば緑色の焰をあげて燃焼して酸化物に變ず。



バリウムの水を分解する作用はストロンチウムより一層劇烈なり。



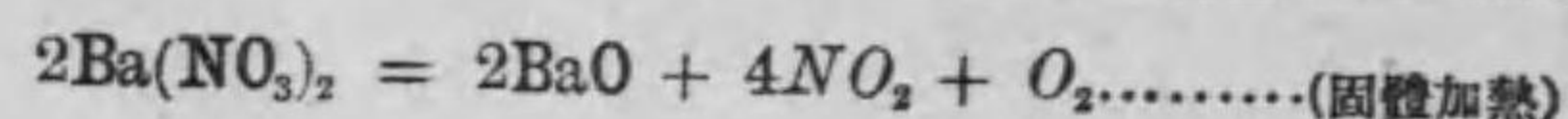
【イオン】バリウム=イオン [Ba⁺] は無色にして毒作用を呈し、炭酸イオン (CO₃^{''}) によりて白色沈澱 (BaCO₃) を生ずるのみならず、硫酸イオン (SO₄^{''}) によりても亦全く酸に不溶性の白色の重き沈澱 (BaSO₄) を生ず。後の反應を常に硫酸イオンの鑑識に用ふ。



【焰色】バリウム鹽は緑色の焰色反應を呈することにより検出するを得。⁽²⁾

5. **バリウムの酸化物・水酸化物** 酸化バリウム [BaO]

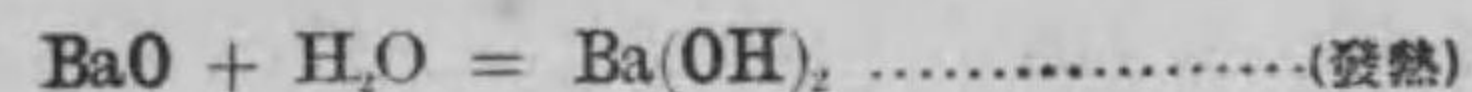
【製法】酸化バリウムは又重土と稱せらる。此物は炭酸バリウムを強熱して得らるべしと雖も、實際に於ては之がために要する温度は炭酸カルシウムを熱解離せしむるに比して遙かに高さにより其操作困難なるを以て、硝酸バリウムを熱して製するを常とす。⁽³⁾



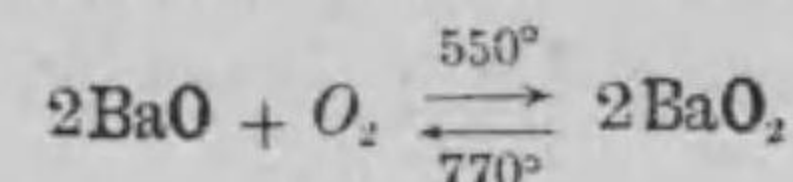
【性質】此物質は亦酸化カルシウムに似たる白色の塊にして、水と化合して水酸化物となる。

(2) 焰色反應を試むるには鹽化バリウム溶液を白金線に附け、焰の中に稍永く支ふるを可とす。

(3) 類似せる製法 $\begin{cases} 2\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{HgO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 \dots\dots\dots \text{酸化水銀} \\ 2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 \dots\dots\dots \text{酸化鉛} \\ 2\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{BaO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 \dots\dots\dots \text{酸化バリウム} \end{cases}$



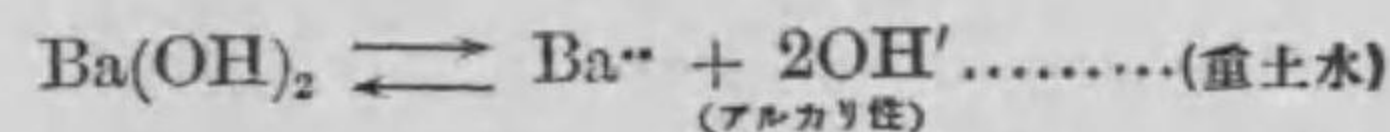
酸化バリウムは又微赤熱に於て酸素を吸収して灰白色の過酸化バリウムとなり、更に強熱すれば再び分解して酸素を放出す。



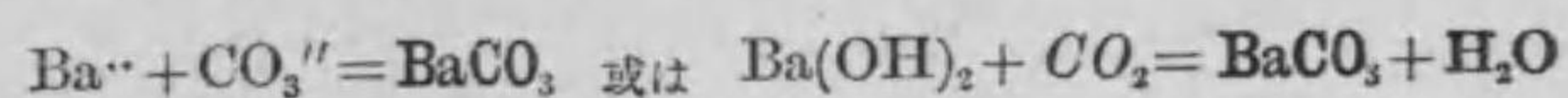
此性質は工業的に空気中の酸素を分離製取するに利用せらるることあり。⁽⁴⁾

【用途】酸化バリウムは重土水となして無水炭酸或は硫酸等に對する試薬に供し、或は又過酸化バリウムとなして酸素或は過酸化水素の製取に用ひらる。

水酸化バリウム [Ba(OH)₂] は稍水に溶解し、バリウム=イオンと水酸イオンとに電離す。



従つて無水炭酸により白濁し、又アルカリ性反應を呈す。



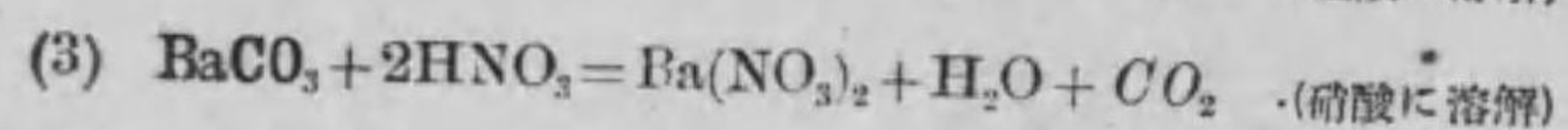
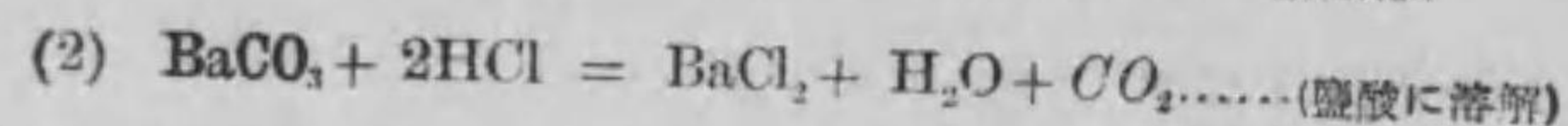
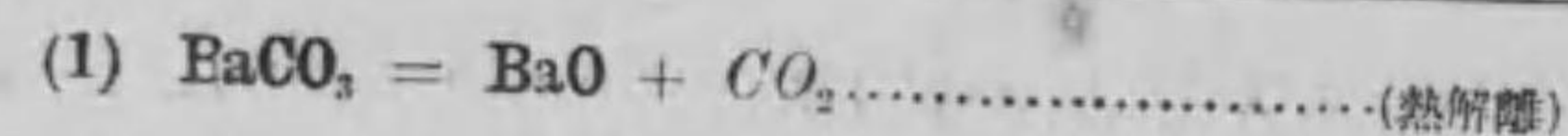
過酸化バリウム [BaO₂] に鹽酸を作用せしむれば、漂白性を有する過酸化水素を生ず (第169頁)。



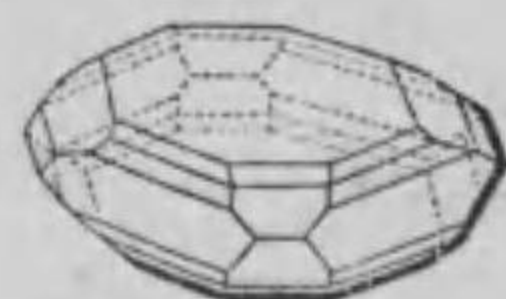
6. **バリウム鹽** 炭酸バリウム [BaCO₃] 炭酸バリウム

は不溶性の斜方晶系に結晶して天然に産出し、バリウム化合物の主要なる原料となる。之を熱すれば解離して酸化物を生じ、酸に逢ひて後者の鹽を生ずること全く炭酸カルシウムに同じ。即ち

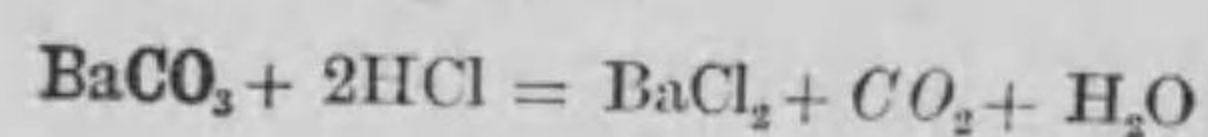
(4) 上の反應は實際温度を一定に保ち、壓を増減して任意の方向に進行せしむ。



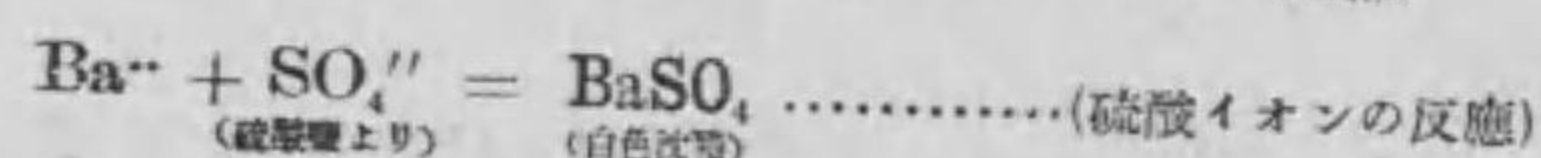
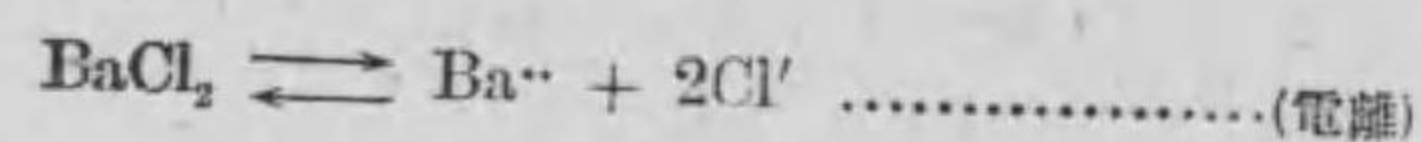
鹽化バリウム $[\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}]$ は斜方板状に結晶する無色の鹽にして、炭酸バリウムを鹽酸に溶かして製出す。



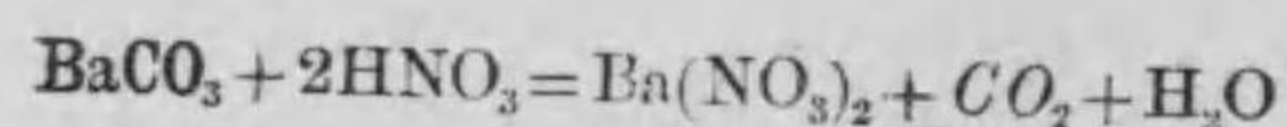
第150圖 鹽化バリウムの結晶



此鹽の特性はよく水に溶解してバリウム=イオンを生ずるにあり。従つて硫酸鹽定量の際の如きバリウム=イオンを要する試薬として使用せらる。

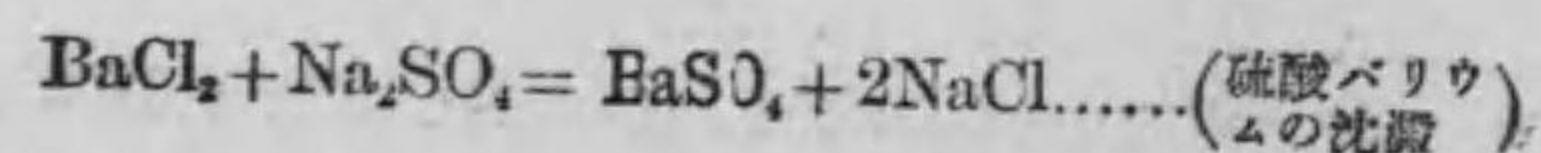


硝酸バリウム $[\text{Ba}(\text{NO}_3)_2]$ は炭酸バリウムを硝酸に溶かして製し、



緑色の焰色反應を呈する性を利用し、酸化劑 (鹽素酸加里) 及び可燃物 (硫黄) を混じて花火を製す。此鹽も亦水に溶解し易し。

硫酸バリウム $[\text{BaSO}_4]$ は天然に重晶石となりて産出す。白色にして、他の金属の硫酸鹽と異なりて毫も水に溶解せざるを特性とす。故に可溶性の硫酸鹽は何れも可溶性のバリウム鹽 (鹽化バリウムの如き) に逢ひて、硫酸バリウムの白色沈澱を析出すべし。例へば



硫酸バリウムは不溶性にして且不變の白色を呈するが故に、顔料として鉛白に代用せらるることあり。

7. **アルカリ土金属** 以上説きたるカルシウム、ストロンチウム、バリウムの三種は其諸性質に於て共通の點多きを以て、之を一括してアルカリ土金属と稱す。下に其性質を比較せんに、

1. **共通なる性質** (1) **金属** 白色の輕金属にして、比較的軟かく、展延性に乏しきこと。
- (2) **酸素との反應** 空氣中に於て徐々に酸化し、高温に於て燃焼し特異の焰色を呈すること。
- (3) **水との反應** 常温に於て水を分解して水素を發生せしむること。
- (4) **炭酸鹽** 何れも熱解離して酸化物に變ずること。
- (5) **酸化物** 酸化物は水と化合して水酸化物となり、多少水に溶解してアルカリ性を呈すること。
- (6) **鹽類** 鹽化物はよく水に溶解し、炭酸鹽は水に溶解し難く、殊に多くの他の金属の鹽と異なり硫酸鹽及び弗化物の不溶性なること。
- (7) **イオン** 何れも二價の無色陽イオンにして、 CO_3^{--} 或は SO_4^{--} により白色の沈澱を生ずること。

2. **異なる性質** 上に示せる諸性質も之を精細に比較する時は、おのづから其間に多少の差異を見出すを得べく、而して其差異は原子量の増加に伴ひ規則正しく變遷するを見るべし。即ち

	(カルシウム)	(ストロンチウム)	(バリウム)
原子量	40	80	137
比重	小(1.5)	(2.5)	大(3.75)
融点	高(760°)	(600°)	低(赤熱以下)
展延性	大		小
水を分解する性	穏か		強烈
炭酸鹽の熱解離の温度	低(赤熱以下)		高(白熱)
水酸化物の溶解度及アルカリ性	弱(0.2)		強(0.4)
硫酸鹽の溶解度	大(0.2)		小(不溶)
焰色反應	赤黄	深紅	綠

8. 摘要 ストロンチウム Sr=87.63, 原子價 2, 比重 2.5, 融点 600°. バリウム Ba=137.37, 原子價 2, 比重 3.8, 融点 赤熱以下.

化学式	名稱	製法	性質	用途
√ Sr Ba	ストロンチウム (Strontium) バリウム (Barium)	鹽化物を熔融電解し、或は鹽化物を Na にて分解す。	白色にして軟かなり。酸化し易し。水を分解す。	—
Sr ⁺⁺ Ba ⁺⁺	ストロンチウム = イオン バリウム = イオン (— Ion)	鹽類の水溶液。	無色。CO ₃ ⁺⁺ , SO ₄ ⁺⁺ により何れも白色沈澱を生ず。	試薬。
SrO √ BaO	酸化ストロンチウム 酸化バリウム (— Oxide)	炭酸鹽を熱す。	水と化合して水酸化物となる。	—
Sr(OH) ₂ √ Ba(OH) ₂	水酸化ストロンチウム 水酸化バリウム (— Hydroxide)	酸化物に水を加ふ。	稍水に溶解し、溶液はアルカリ性を呈す。	試薬。
SrCl ₂ BaCl ₂ (2H ₂ O)	鹽化ストロンチウム 鹽化バリウム (— Chloride)	炭酸鹽を鹽酸に投ず。	可溶性にして其金属イオンを生ず。	試薬となし、焰色反應に用ふ。

Sr(NO ₃) ₂ Ba(NO ₃) ₂	硝酸ストロンチウム 硝酸バリウム (— Nitrate)	炭酸鹽を硝酸に溶解す。	可溶。	花火の原料。
SrCO ₃ BaCO ₃	炭酸ストロンチウム 炭酸バリウム (毒重石) (— Carbonate)	天然に産す。	不溶。斜方晶。	化合物の原料。
SrSO ₄ BaSO ₄	硫酸ストロンチウム 硫酸バリウム (— Sulphate)	鹽化物に硫酸鹽を加ふ。	白色不溶。	— 顔料。
BaPt(CN) ₄	シヤン化白金バリウム (Barium PlatinoCyanide)	(346 頁)	—	—

9. ラヂウム及びニトン ラヂウム [Ra] は極めて稀に存在するアルカリ土族の元素にして、其主原鑽なるベヒブレンデから此物の千萬分の一を含むに過ぎず。

ラヂウムは上の鑽石より臭化物として製出せらる。これ今日ラヂウムの名を以て使用せらるるものなり。純ラヂウムは鹽化物の電解によりて得られ、銀白色にして比重金よりも大なること、凡そ 700° に於て熔融すること、空気に觸れば忽ち窒素と化合すること、水に投ずれば急に水を分解して溶け去ること等の諸性質を知るを得たり。ラヂウム及び其化合物は絶えず崩壊してヘリウム元素の原子を放つ。此原子は普通のヘリウム原子と異なりて陽電氣を荷ひ、且凡そ光の 10 分の 1 の速度にて放射せらるるものにして、硫化亜鉛に衝突して美麗なる閃光を發せしめ、又空気に電導性を與ふ。然れども透過力弱く一枚の紙にも容易に遮ぎられ其電氣と速度とを失ひ普通のヘリウムとなる。ラヂウムはかく常にヘリウムを放ちて崩壊すれども、其半量に減ずるには實に 1760 年の長年月を要すと云ふ。

ラヂウム原子はヘリウム原子を失ひてニトン [Nt] 原子となる。ニトンは又ラヂウム = エマナチオンとも稱せらるる可溶性の氣體にして、冷却して液化するを得べく、アルゴンの如く化合力を缺くも、常に多量の熱を發し、硫化亜鉛に螢光を放たしめ、空気に電導性を附與し、種々の烈しき生理作用を呈す。通常ラヂウムの醫藥に効あり

(5) Ra=226.4 は 1898 年 Curie 氏の發見せし元素なり。現今世界の有するラヂウムの全量は僅かに 7 瓦内外なり。

とするは主にこのニトンの作用に外ならず。⁽⁴⁾ニトンは更にヘリウム原子を放射して速かに崩壊し、ラヂウムより生成後僅かに4日にして其量を半減す。而してニトン原子よりの變成物の一は從來吾人の物質最小極限の粒子と考へたりし水素原子の僅かに1800分の1の質量を有する電子と呼ばれる、微粒子にして、陰電氣を荷ひ、光の速度に匹敵する速度にて放射せられ、多くの物質を透過し、又之に衝突して熱を發せしめ、尙エーテルの波動を起さしむ。此波動は最も強き透過力を有し、よく寫眞版に感ずる性を有す。而して此電子を失ひたるニトン變成物は尙幾度か變遷し、最後に鉛に歸するものゝ如し。

ラヂウムは絶えずかかる變化を繼續するを以て以上の諸作用は普通ラヂウム元素の性質として考へらる。而して此原子崩壊、元素變遷の現象は實に今日の化學の基礎を危ふするものといふべきなり。

10. 問題 1. ストロンチウムとバリウムとの主要なる化合物の特性及び用途を示せ。 (上の表)

2. アルカリ土金屬の性質を比較せよ。 (471頁)

3.* 次の各元素を化學的に分類し、且其理由を記せ。

燐、鹽素、カルシウム、臭素、アンチモン、砒素、
バリウム、沃素、ストロンチウム。

- 解 (1) ハロゲン類……鹽素、臭素、沃素。
之れ何れも一價の非金屬元素にして水素及び金屬と直接に化合し易く、其イオンは銀イオンを沈澱す。
- (2) 窒素族……燐、アンチモン、砒素。
三價の非金屬にして相似たる性質を有する水素化合物あり。
- (3) アルカリ土金屬…カルシウム、ストロンチウム、バリウム。
何れも二價の金屬元素にして水を分解して水酸化物に變じ、其炭酸鹽及び硫酸鹽は水に溶解難し。

(4) ニトンの量を測る單位にはマッヘと云ふものを用ふ。ラヂウム温泉と稱するを得るは湯一立中の含量30マッヘ以上たらざるべからず。

4.* 黄鐵鑛1.02瓦を取りて分析せしに、其結果3.4537瓦の硫酸バリウムを得たり。然るときは此鑛石百分中の硫黄の含有量如何。

解 $\text{BaSO}_4=233$ 中 $\text{S}=32$ を含むが故に、之により與へられたる硫酸バリウムの中に含まるる硫黄の重量を求め、次にその黄鐵鑛の重量に對する百分比を定むべし。

$$3.4537 \times \frac{32}{233} \times \frac{1}{1.02} \times 100 = 46.5\% \quad \text{答 } 46.5\%$$

5.* 稀硫酸の20c.c.を取り、之に鹽化バリウムの過量を加へて得たる沈澱を秤量せしに、0.976瓦あるを知れり。此稀硫酸の濃度をモル及び%にて示せ。

解 方程式 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$ により

硫酸の1モルより硫酸バリウムの233瓦を生ずるが故に、後者の0.976瓦は硫酸の $(0.976 \div 233)$ モルより生成し、此量の硫酸は20c.c.の溶液中にあるを以て其一立中に含まるる硫酸の量は

$$\frac{0.976}{233} \times \frac{1000}{20} = 0.209 \text{ モル}$$

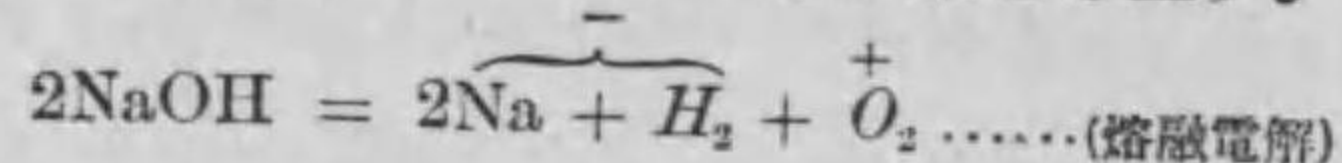
今稀硫酸の比重を1と假定すれば其20c.c.は20瓦あるにより、求むる百分比は $\text{H}_2\text{SO}_4=98$ より

$$98 \times \frac{0.976}{233} \times \frac{1}{20} \times 100 = 2\% \quad \text{答 } 0.209 \text{ モル, } 2\%$$

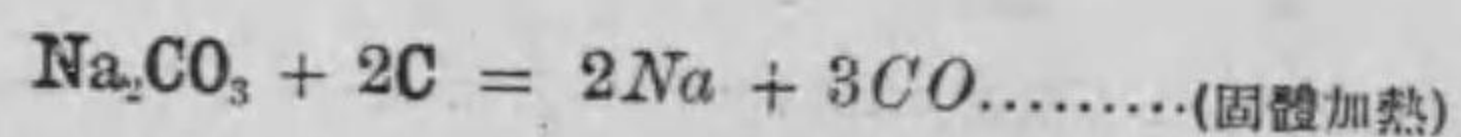
第二章 アルカリ族

第一節 ナトリウム

1. **ナトリウム** 【Na】 《製法》ナトリウム⁽¹⁾は其水酸化物を電解するか、或は炭酸鹽を炭素を用ひて還元して製出す。水酸化ナトリウムの固體に強き電流を通ずれば熔融して分解を始め、陽極に酸素を生じ、陰極にナトリウムと水素とを生ず。



ここに析出するナトリウムは熔融せる水酸化ナトリウムの上層をなすを以て時々之を流出せしむるなり。又炭酸ナトリウム⁽²⁾を分解してナトリウム成分を遊離せしめんには、之に木炭末を加へて強熱するを要す。此場合には金属ナトリウムは酸化炭素と共に發生するが故に、

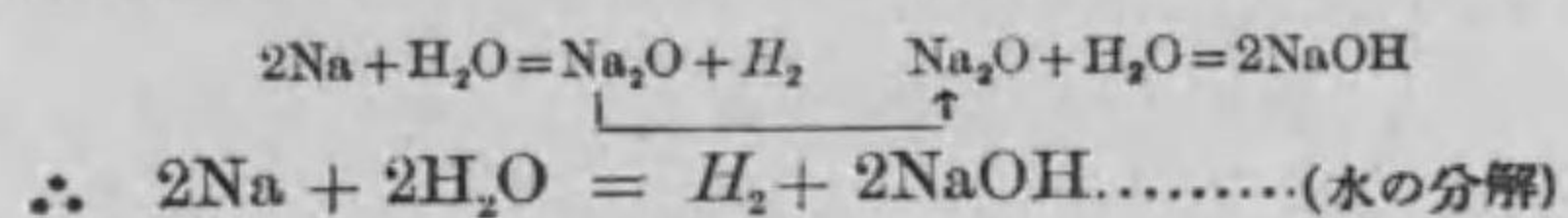


之れを石油に導きてナトリウムを凝固せしむるなり。

《性質》ナトリウムは水よりも輕き蠟様灰白色の金属にして、熱すれば容易に融解し、又氣化する。ナトリウムはよく水銀に溶解して、ナトリウム=アマルガムを生ず⁽³⁾。

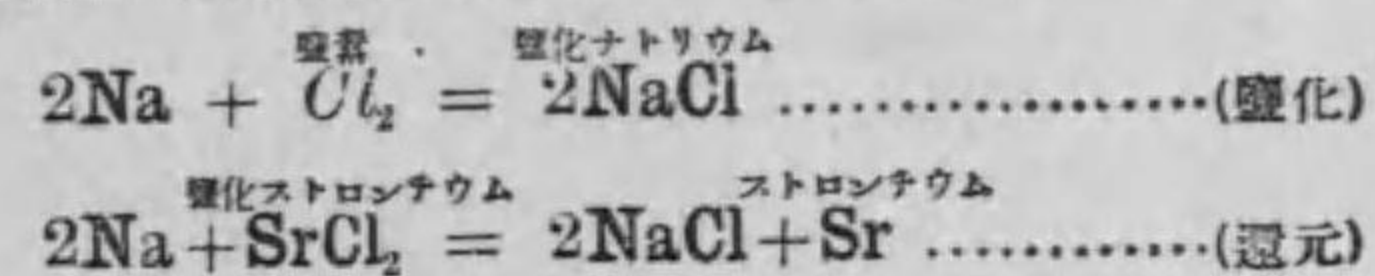
(1) ナトリウムは1807年 Davy 氏電解法により創製せり。
 (2) ナトリウムは又ソヂウム (Sodium) と云ひ、化合物の成分をなすときには之をソヂと稱することあり。例へば炭酸ナトリウムを炭酸曹達と名づくるが如し。
 (3) アマルガムの化學式及び融點 $\text{NaHg}_1 (159^\circ)$, $\text{NaHg}_2 (360^\circ)$, $\text{NaHg} (129^\circ)$, $\text{Na}_3\text{Hg}_2 (123^\circ)$, $\text{Na}_2\text{Hg}_2 (62^\circ)$, $\text{Na}_3\text{Hg} (-34^\circ)$ 。

ナトリウムは甚だ酸素及び鹽素と化合し易きを化學的特性とす。此金属の newly cut surface は美麗なる光澤を有するも暫時の後酸化物の曇りを生じ、熱すれば黄色の焰をあげて燃焼す。水の接觸に於ては酸化は極めて急速に進行し水は酸素を奪はれて水素を遊離し、酸化生成物は水に溶解して苛性曹達に變ず⁽⁴⁾ (第32頁)。



よつてナトリウムを水に投ずれば直に熔融して水上を旋轉しつつ水を分解し、若し之を水上に浮せる濕れ紙に載せて運動を止むるときは、水素及びナトリウムの一部は燃焼を初むべし⁽⁴⁾。かるが故にナトリウムは之よりも比重小にして、且酸素化合物にあらざる液中に貯ふるを要す。石油はよく此目的に適へり。ナトリウムの水を分解する作用は、之をアマルガムに變ずることにより大に緩和せらる。

ナトリウムは徐々に鹽素と化合して鹽化ナトリウムとなり、又アルカリ土金属の鹽化物を還元して其金属を遊離せしむ。



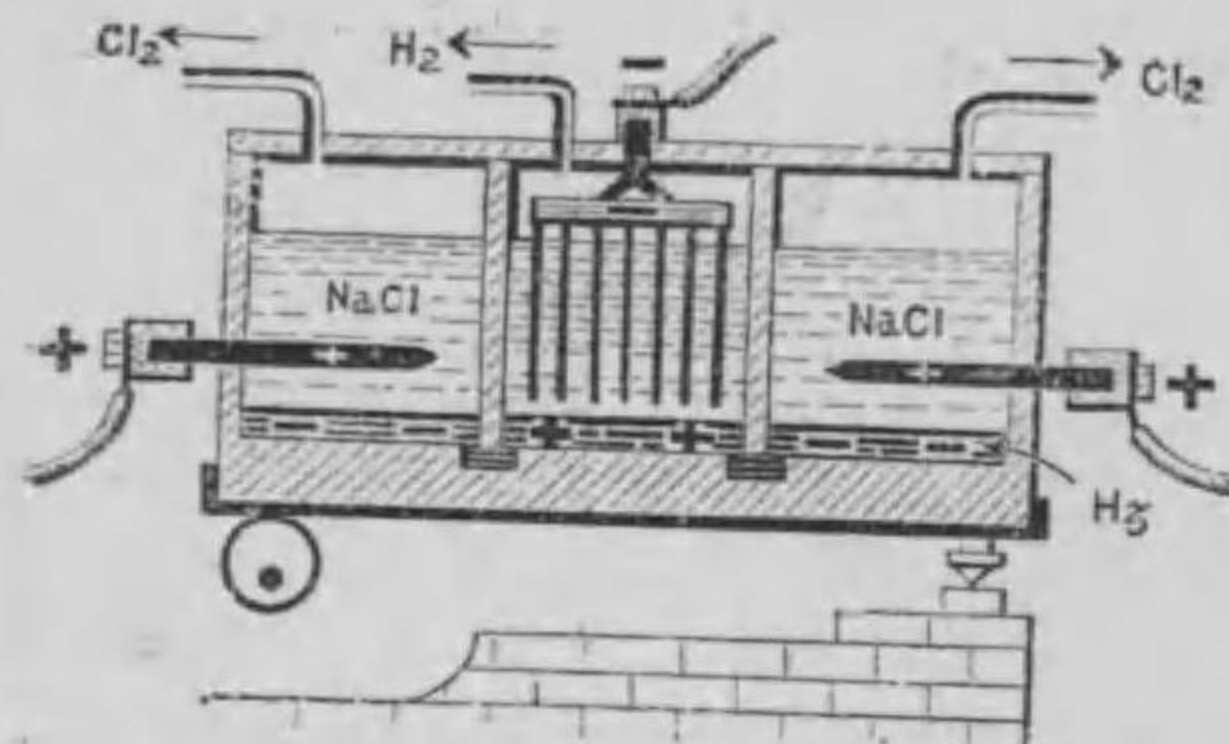
《用途》ナトリウムは實驗場に於ては水の分解、有機物の分析等に應用し、工業上に於てはアルカリ土金属の製出、及び過酸化水素の原料たる過酸化ナトリウム $[\text{Na}_2\text{O}_2]$ の製取に供せらる。

(4) 此際生ずる苛性曹達は熱せられて熔融し球状態の現象をなして暫時水面に浮ぶも、やがて水に觸るるや其接觸部の水の一部は突然氣化し爆聲を發して此苛性曹達を飛散せしむる虞れあり。

2. ナトリウム=イオン 【Na⁺】 ナトリウム=イオンは

無色にして、沈澱法によりて之を検出すること能はず。これナトリウム化合物にして水に溶解せざるもの殆んど無ければなり。然れどもナトリウムは甚だ鋭敏なる黄色の焰色反応を呈するが故に(色反応圖)、ナトリウム化合物は一般に此方法によりて鑑識するを得るなり。

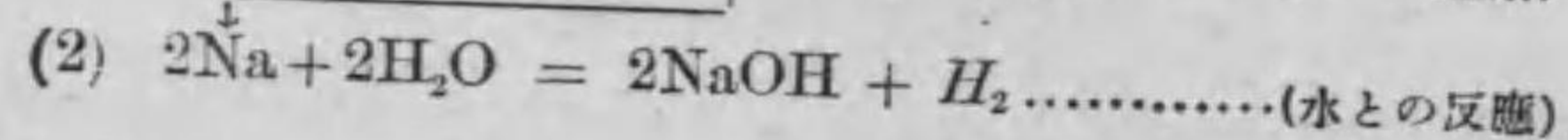
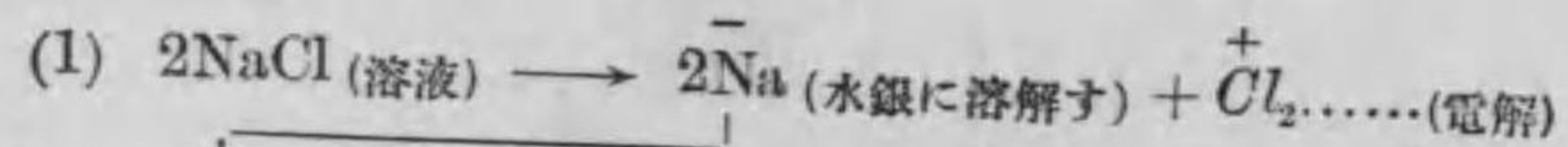
3. 水酸化ナトリウム 【NaOH】 《製法》水酸化ナトリウム即ち苛性曹達は工業上に於てはナトリウム=アマルガムを水に作用せしめて製す。而して此際所要のナトリウム=アマルガムは、食鹽の濃厚なる水溶液を水銀を陰極として電解して得らる(上圖)。



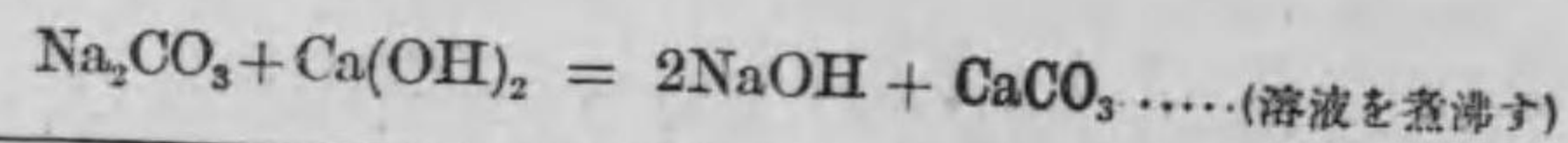
第151圖—食鹽水を電解して工業的に苛性曹達を製す。

《製法》水酸化ナトリウム即ち苛性曹達は工業上に於てはナトリウム=アマルガムを水に作用せしめて製す。而して此際所要のナトリウム=アマルガムは、食鹽の濃厚なる水溶液を水銀を陰極として電解して得らる(上圖)。

して電解して得らる(上圖)。



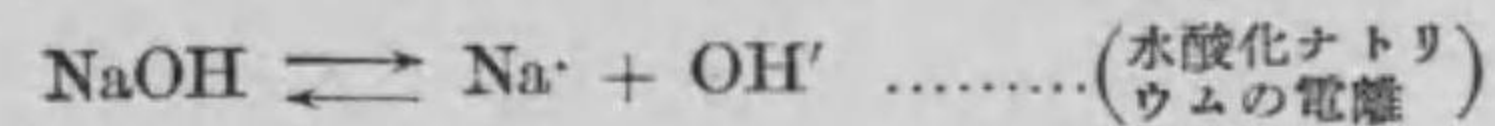
水酸化ナトリウムは實驗室に於ては炭酸ナトリウムの水溶液に石灰乳を加へて炭酸カルシウムを沈澱せしめ、其上澄を分ち取りて製す。



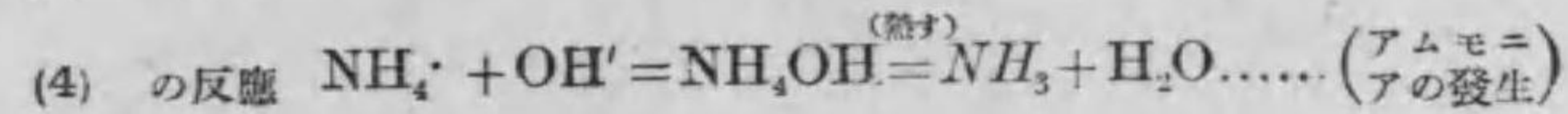
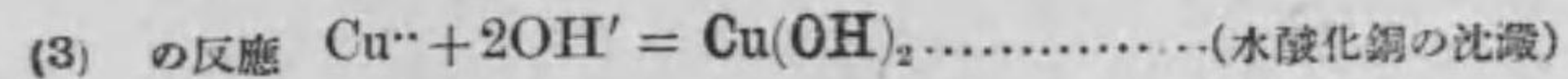
(5) 器を三つに区分し、其底に水銀を入れ、器の左方を支ふる離心軸の廻轉により絶えず器を動搖せしむ。左右の室にてNaClより電解生成せるNaはHgに溶けて中央の室に送られ、水と作用してNaOHを生ず。

何れの場合に於ても生成せる水酸化ナトリウムの水溶液は、アルカリに耐ふる物質特に銀製の蒸發皿に移して充分に煮詰め、鑄型に注入して棒状を附與す。

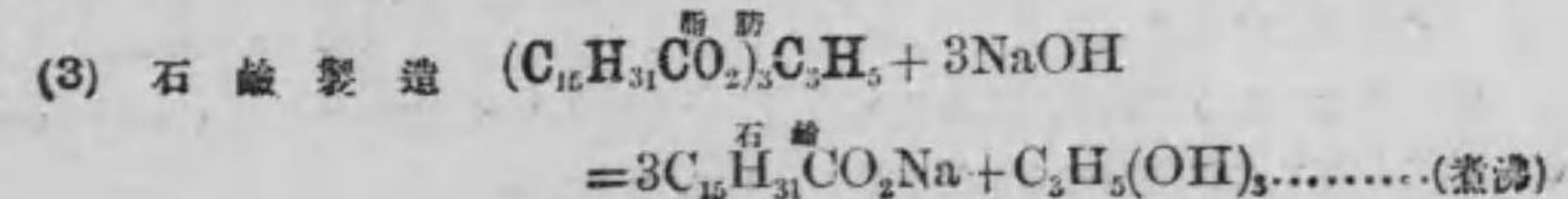
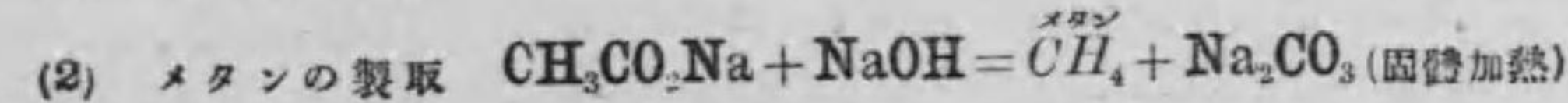
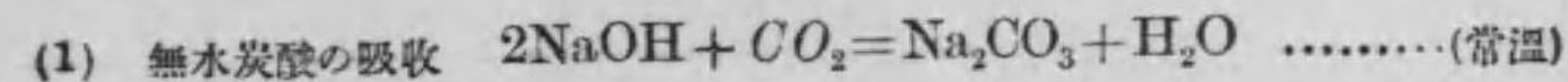
(性質) 水酸化ナトリウムは白色の非結晶塊にして、濕氣を吸収して潮解し、よく水に溶解し多量の熱を發してイオン化する。



水酸化ナトリウムの化學的の種々の特性は皆こゝに生ぜる水酸イオンの作用に基く。即ち此物は(1) 強きアルカリ性の反應を呈し、(2) 酸を中和し、(3) 重金属イオンを水酸化金属となして沈澱せしめ、(4) アムモニウム=イオンに逢ひてアムモニアを發生せしめ、(5) 動物質を溶解糜爛せしむる諸作用を呈す。此物に苛性の文字を冠するは蓋し上の第(5)の性質による。次に上の諸反應を方程式にて示せば、

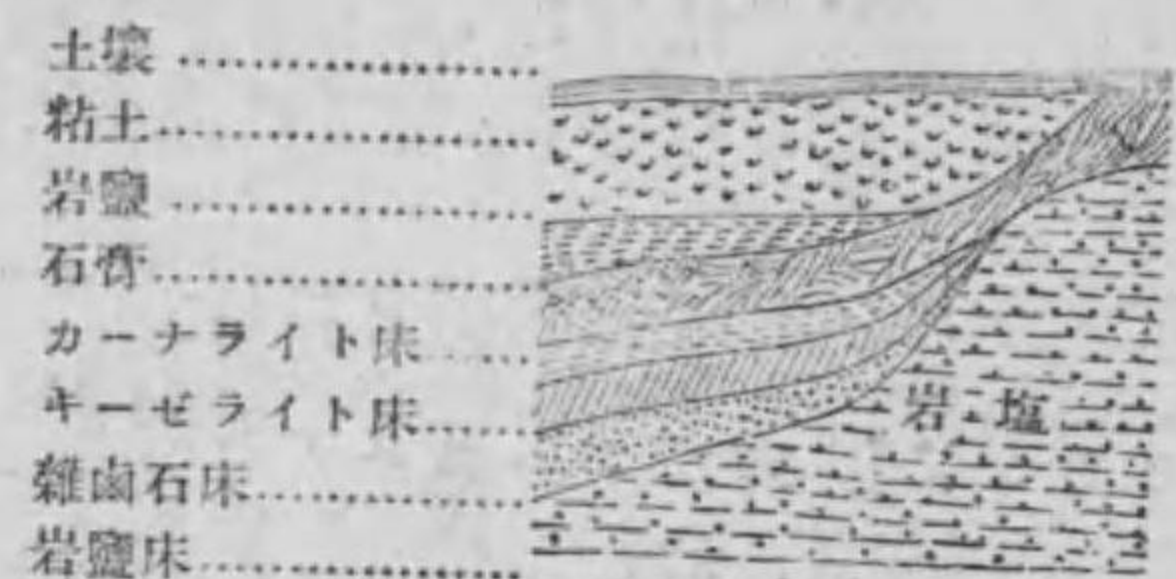


水酸化ナトリウムは又(1) よく無水炭酸を吸収して炭酸鹽に變じ、(2) 醋酸ナトリウムを分解してメタンを發生せしめ、(3) 脂肪を變化して石鹼となす作用を有す。即ち、



《用途》苛性曹達は其水酸基の反應に基き、酸の中和、水酸化金属の沈澱、アムモニアの製取等の目的を以て試薬となし、其他メタンの製取、無水炭酸の定量用としても實驗室に於て用途あり。然れど最も多量に消費せらるるは石鹼の製造にあり。

4. **鹽化ナトリウム** **【NaCl】** 《製法》鹽化ナトリウムは岩鹽となりて大なる鑛層をなし、又海水の凡そ3%をなして多量



第152圖—岩鹽層

に天然に存在するを以て、前者は水に溶かして再結晶せしめ、後者は先づ太陽熱によりて蒸發して濃厚ならしめたる後、火力

によりて蒸發乾固せしむる法によりて之を製す。かくして製せるものを再び少量の水に溶かし、鹽化水素を通じて飽和せしむるときは、純鹽化ナトリウムは結晶となりて溶液より析出すべし。

《性質》鹽化ナトリウムは通常の食鹽にして、鹽類中最も普通なるものなり。多くの鹽と同じく凡そ2の比重を有す。水を含むことなくして立方形に

結晶し(右圖)、その結晶の大なるは無色にして光を透過せしむれど、熱線を吸収するの



第153圖—食鹽の結晶

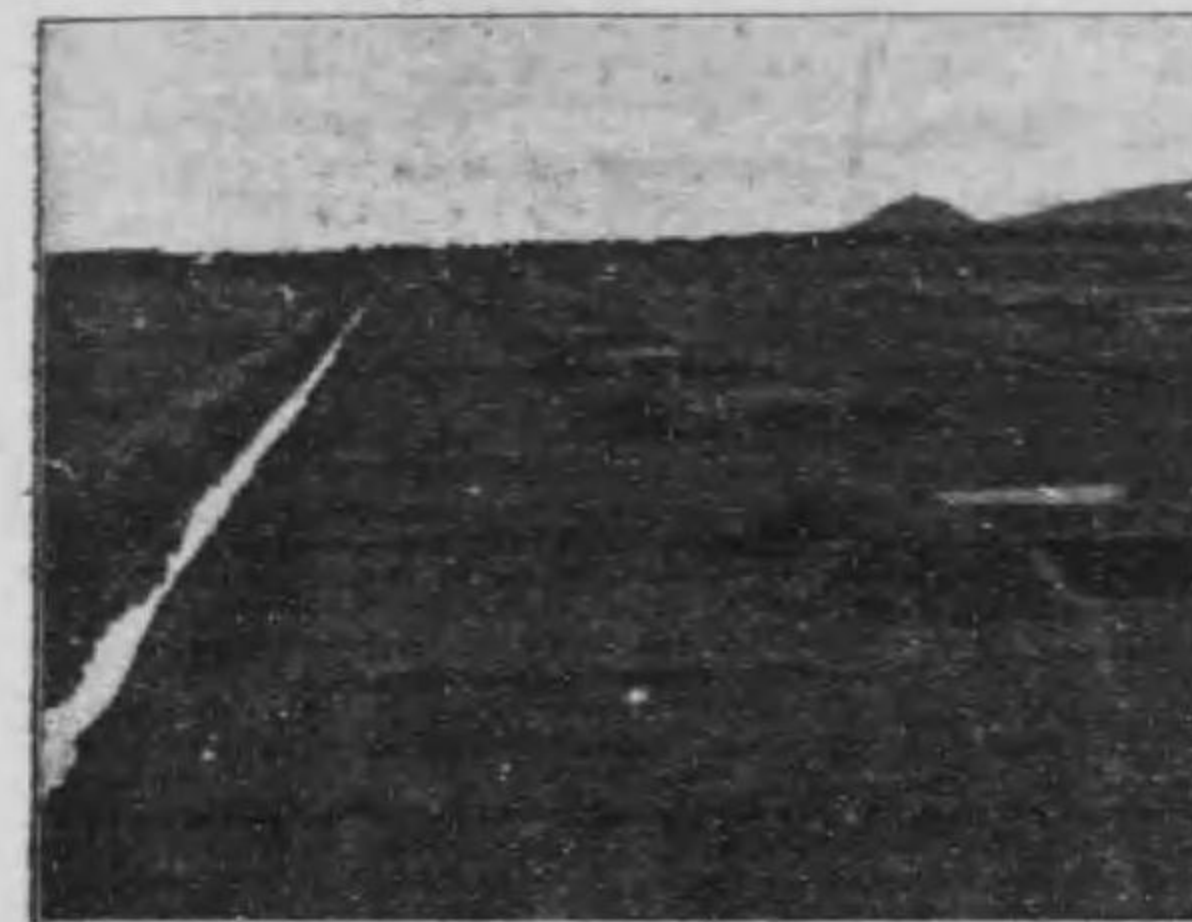
(6) 岩鹽は酸化鐵を含み赤褐色を呈するを常とす。又海水は次の如く食鹽の外種々の物質を含有す。NaCl 2.8%, NaBr 0.05%, CaSO₄ 0.2%, K₂SO₄ 0.15%, MgSO₄ 0.1%.

(7) 海水を鹽田とて清潔なる砂上に撒布して蒸發せしめ、其砂を集めて袋に入れ海水を注ぎて之に附着せる食鹽を溶解せしめて濃厚なる水溶液となす。

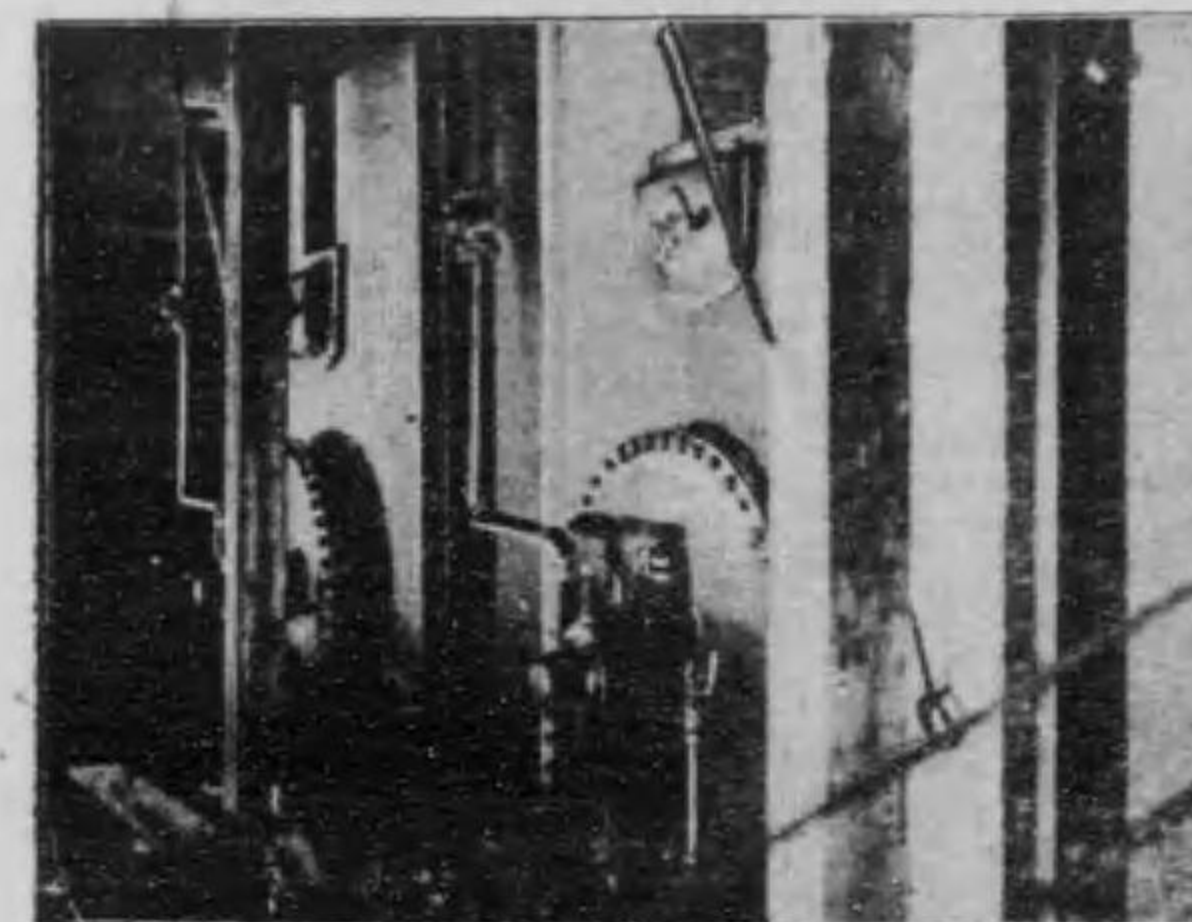
食鹽の製造



1. 鹽田に海水を引入る



2. 鹽田の砂を掻集めて食鹽を溶解す



3. 食鹽水を釜に入れて蒸詰む



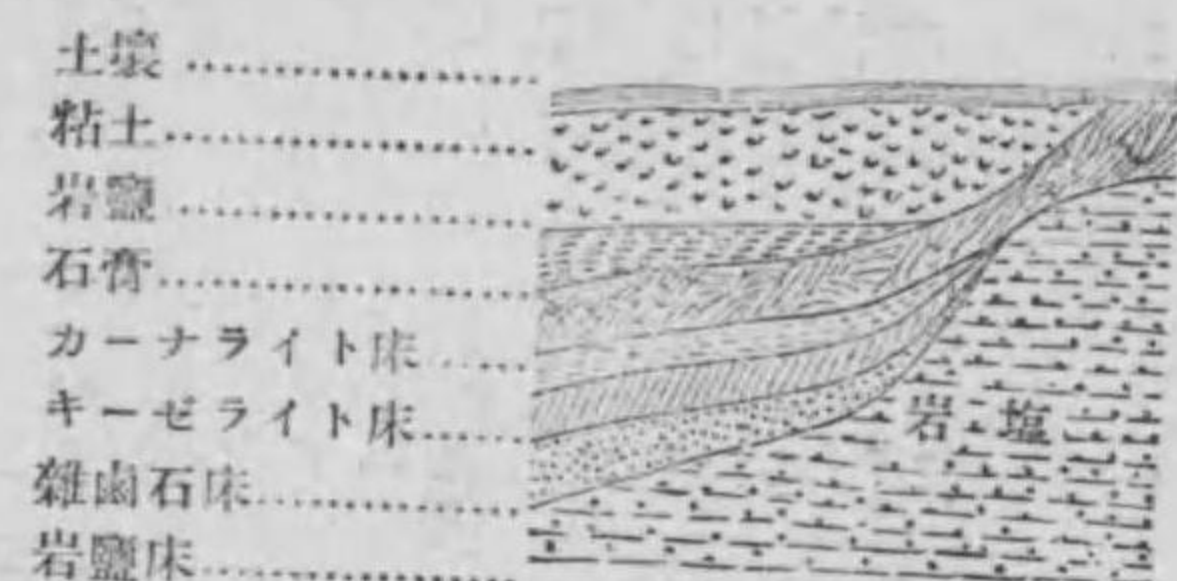
4. 蒸詰む



5. 生じ

《用途》苛性曹達は其水酸基の反應に基き、酸の中和、水酸化金屬の沈澱、アモニアの製取等の目的を以て試薬となし、其他メタンの製取、無水炭酸の定量用としても實驗室に於て用途あり。然れど最も多量に消費せらるるは石鹼の製造にあり。

4. **鹽化ナトリウム** **【NaCl】** 《製法》鹽化ナトリウムは岩鹽となりて大なる鑛層をなし、又海水の凡そ3%をなして多量

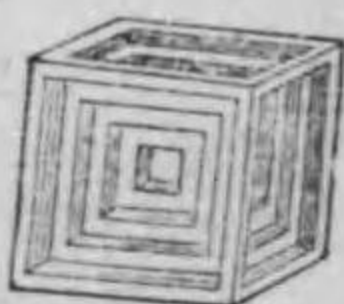


第152圖—岩鹽層

に天然に存在するを以て、前者は水に溶かして再結晶せしめ、後者は先づ太陽熱によりて蒸發して濃厚ならしめたる後、火力

によりて蒸發乾固せしむる法によりて之を製す。かくして製せるものを再び少量の水に溶かし、鹽化水素を通じて飽和せしむるときは、純鹽化ナトリウムは結晶となりて溶液より析出すべし。

《性質》鹽化ナトリウムは通常の食鹽にして、鹽類中最も普通なるものなり。多くの鹽と同じく凡そ2の比重を有す。水を含むことなくして立方形に結晶し(右圖)、その結晶の大なるは無色にして光を透過せしむれど、熱線を吸収するの



第153圖—食鹽の結晶

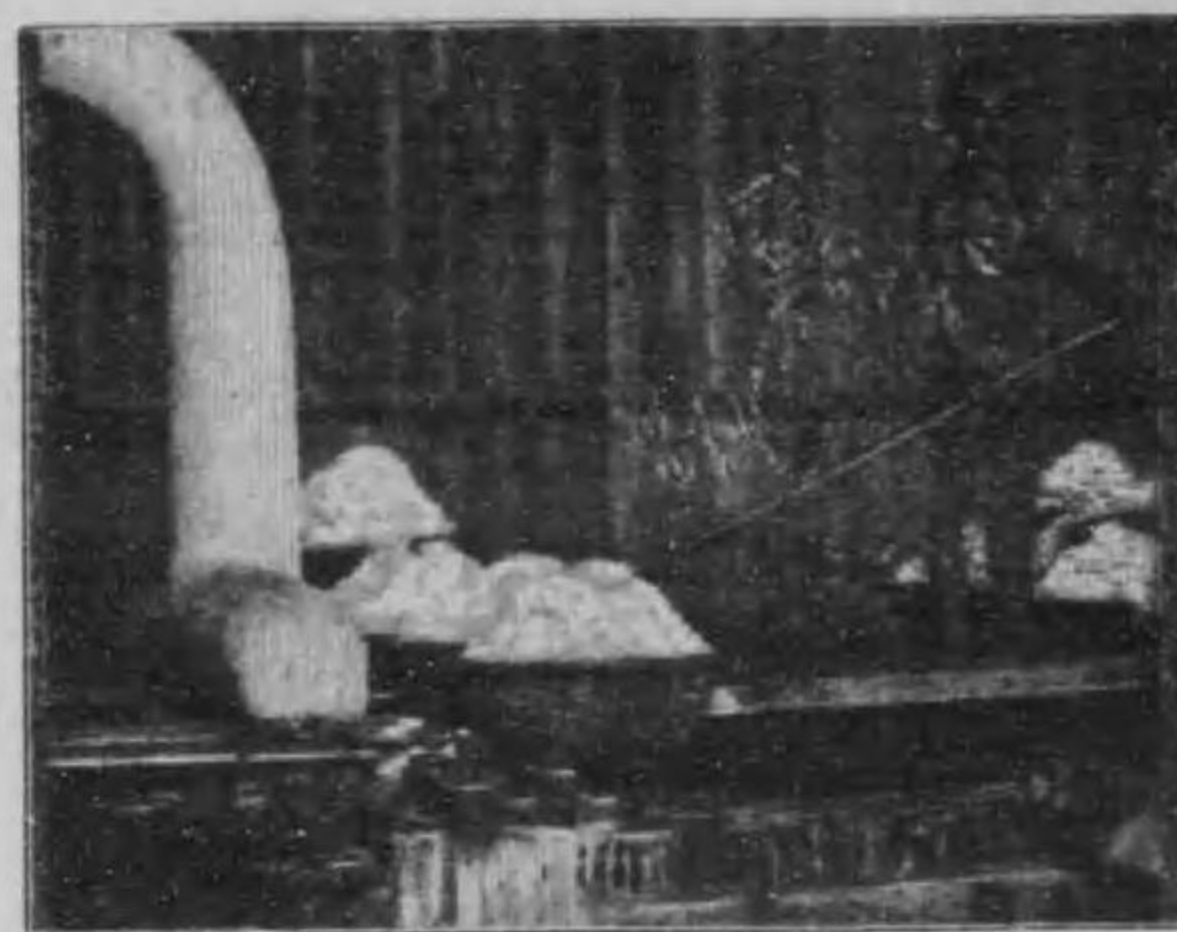
(6) 岩鹽は酸化鐵を含み赤褐色を呈するを常とす。又海水は次の如く食鹽の外種々の物質を含有す。NaCl 2.8%, NaBr 0.05%, CaSO₄ 0.2%, K₂SO₄ 0.15%, MgSO₄ 0.1%.

(7) 海水を鹽田として清潔なる砂上に撒布して蒸發せしめ、其砂を集めて笊に入れ海水を注ぎて之に附着せる食鹽を溶解せしめて濃厚なる水溶液となす。

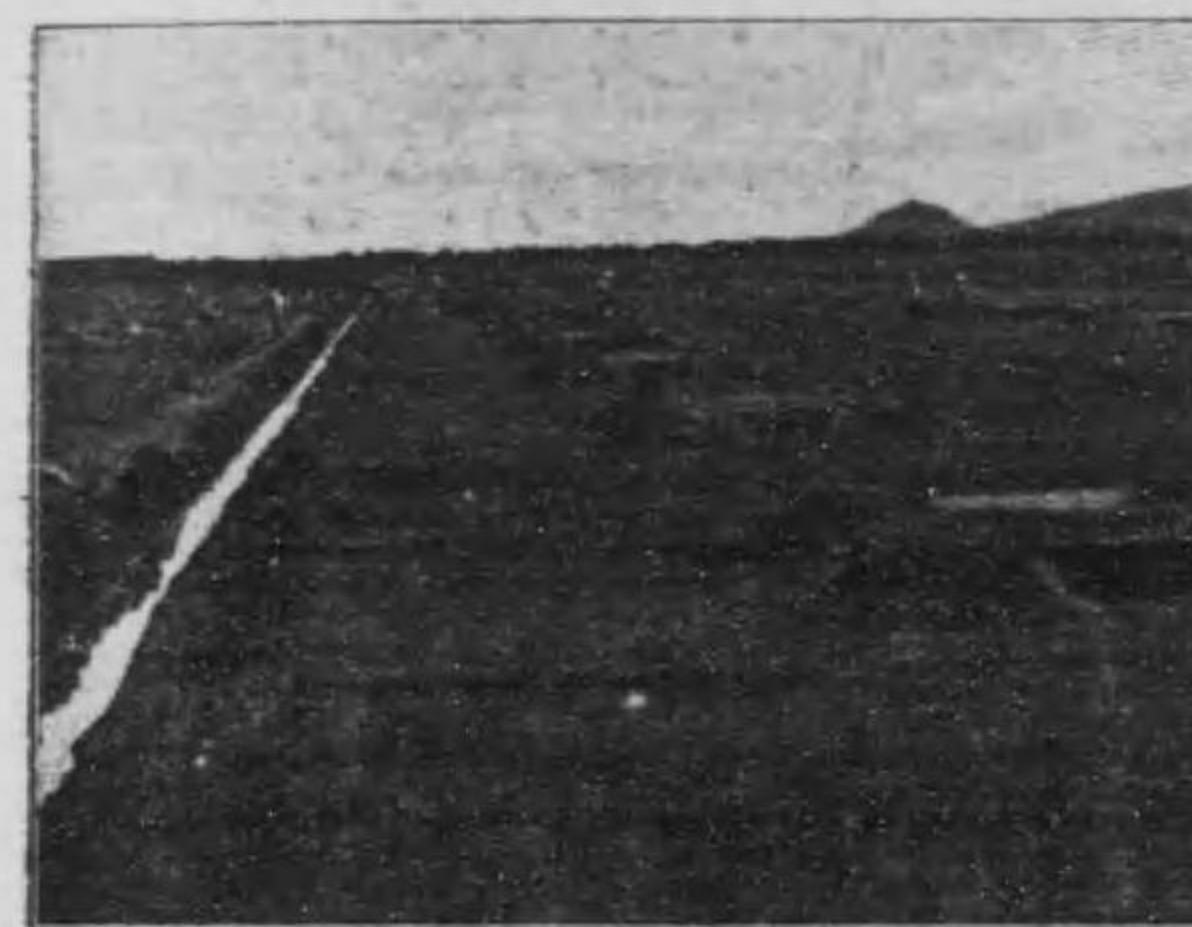
食鹽の製造



1. 鹽田に海水を引入る



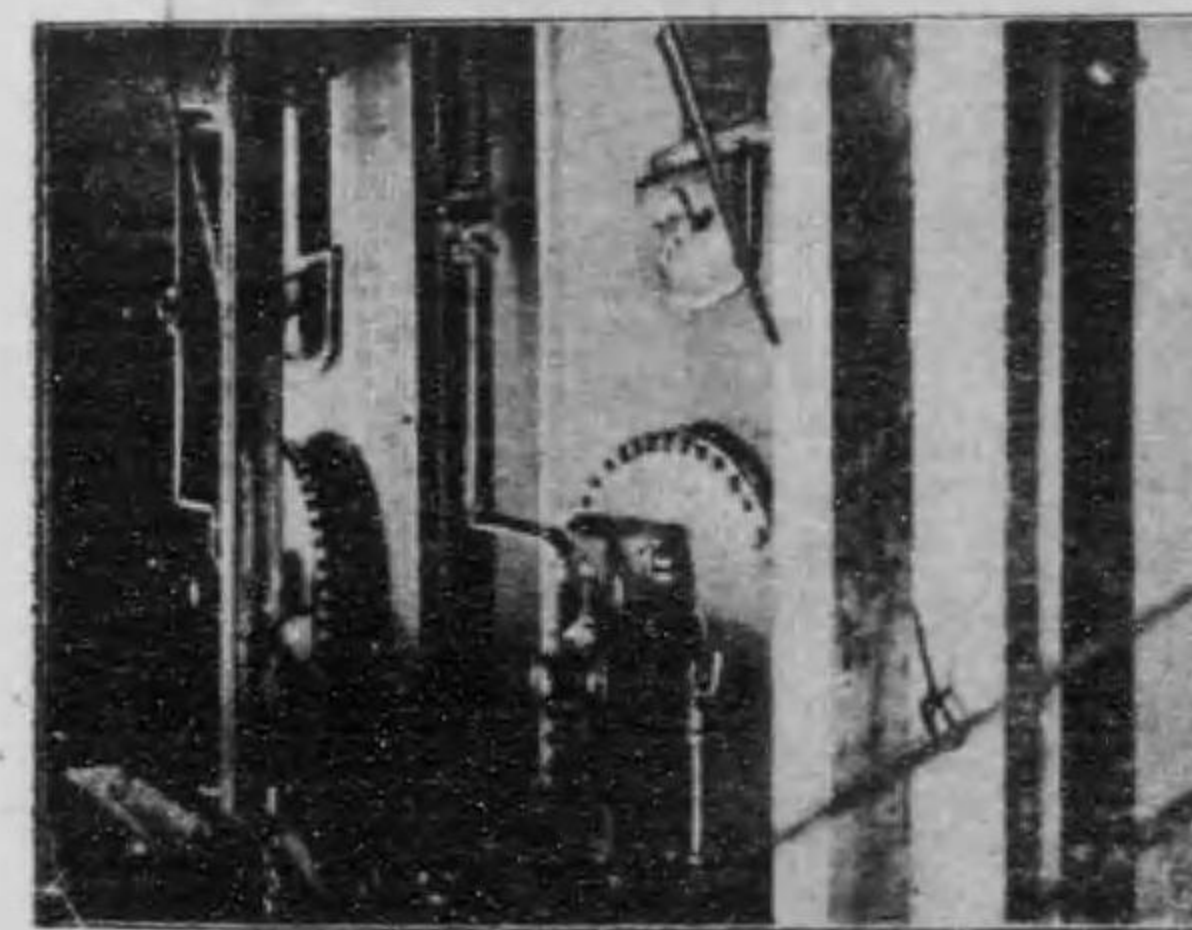
4. 煮詰めたる液より食鹽を結晶せしむ



2. 鹽田の砂を掻集めて食鹽を溶解す



5. 生じたる食鹽を擴げて乾燥す



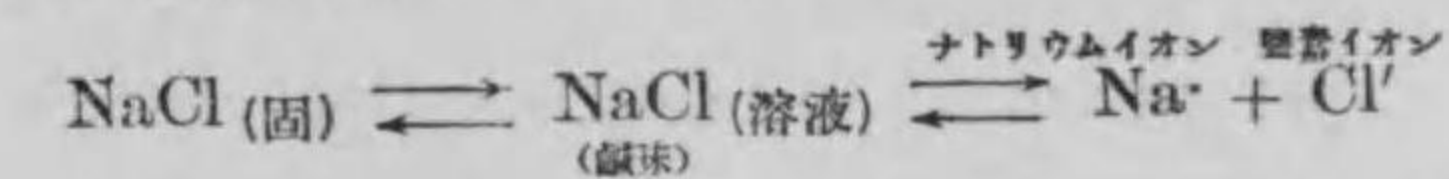
3. 食鹽水を釜に入れて煮詰む



6. 食鹽の結晶

(40頁参照)

特性を有す。凡そ3倍重量の水に溶解し、其溶解度は他の多くの鹽類と異なり温度の昇るに従つて増加すること極めて僅かなり。而して其飽和溶液中に於ける平衡状態下の如し。^(*)



されば之に鹽化水素(HCl)を通じて鹽素イオン(Cl⁻)の濃度を大ならしむれば反應は左方に進行して固状の食鹽を生ずべし、上の鹽化ナトリウムの精製法は此理に基けるなり。

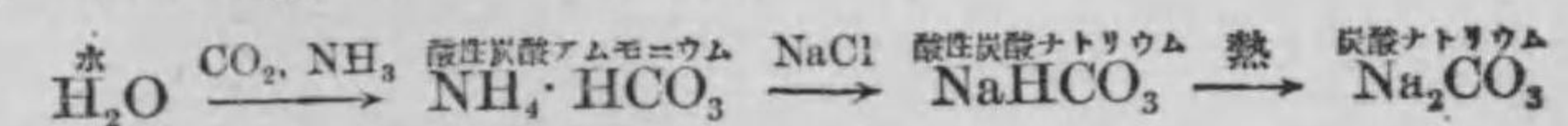
《用途》食鹽はナトリウム鹽中最も重要な鹽にして、食料となし又防腐劑として肉類の貯藏等に多量に使用せらるる外、化學工業上の用途頗る廣し。即ち其ナトリウム成分(Na)は金屬ナトリウム(Na)、苛性曹達(NaOH)、炭酸曹達(Na₂CO₃)の原料となし、鹽素成分(Cl)は鹽素(Cl₂)、鹽化水素(HCl)、鹽化銀(AgCl)の原料となすが如き之れなり。

5. 炭酸ナトリウム $[\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}]$ 炭酸ナトリウム

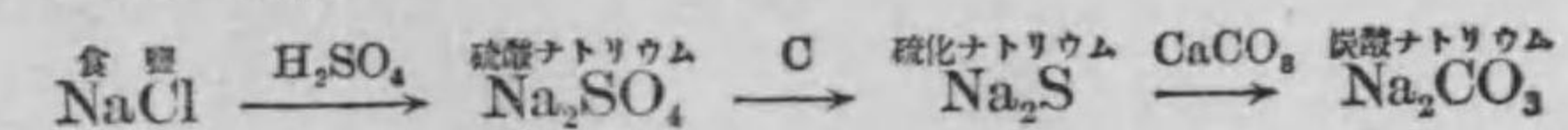
は炭酸曹達或は單に曹達とも稱する極めて重要な鹽にして、

《製法》食鹽を原料とし下の三通りの方法によりて盛に製出せらる。

(1) ソルベール氏法 (アムモニア曹達法)



(2) ルブラン氏法

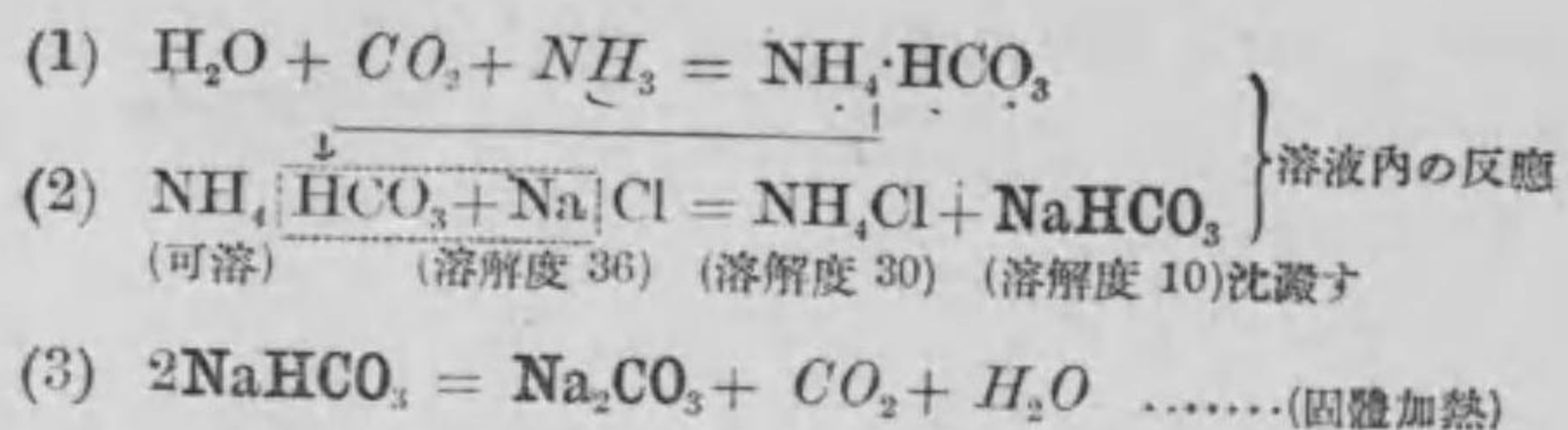


(3) 電解法

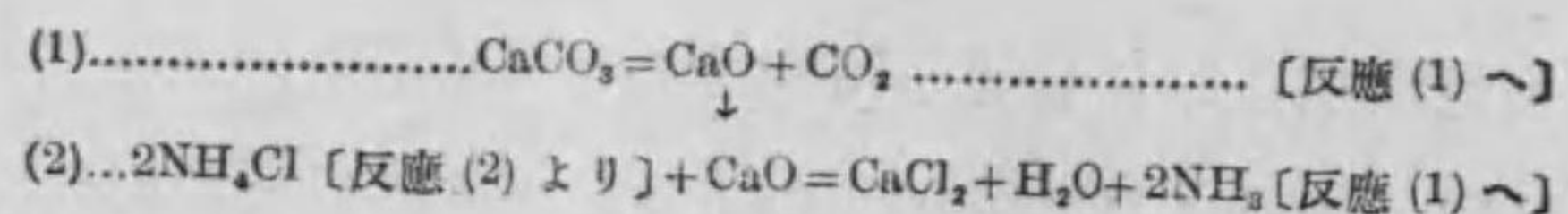


(*) 食鹽の鹹味は Na⁺ の味にあらずして電離せざる NaCl の味なり。

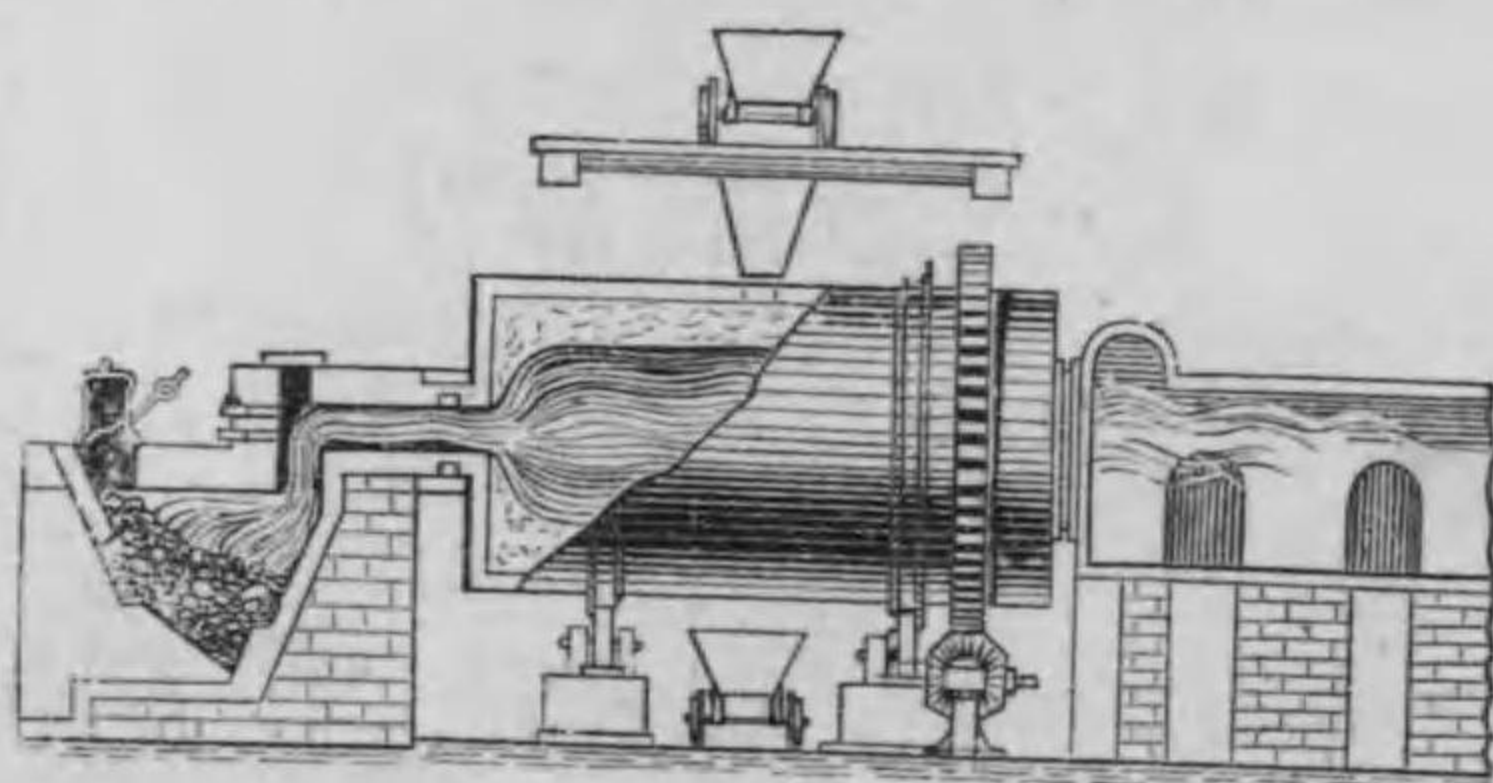
(1) ソルベー氏法 はアムモニアの補助作用を藉りて、食鹽水と無水炭酸とより炭酸曹達を合成する方法にして、其操作は食鹽の飽和溶液にアムモニア瓦斯を通じ、次に無水炭酸を壓入し、よつて沈澱する酸性炭酸ナトリウムを集めて強熱するにあり。其際の化學變化は、



上の反應 (1) に要する無水炭酸 (CO₂) は石灰石 (CaCO₃) を熱して得らるるものと反應 (3) により逸出するものを利用し、又アムモニア (NH₃) は石灰石を熱する際生成する生石灰 (CaO) を用ひて反應 (2) に副生する鹽化アムモニウム (NH₄Cl) を分解して製せらる。即ち、

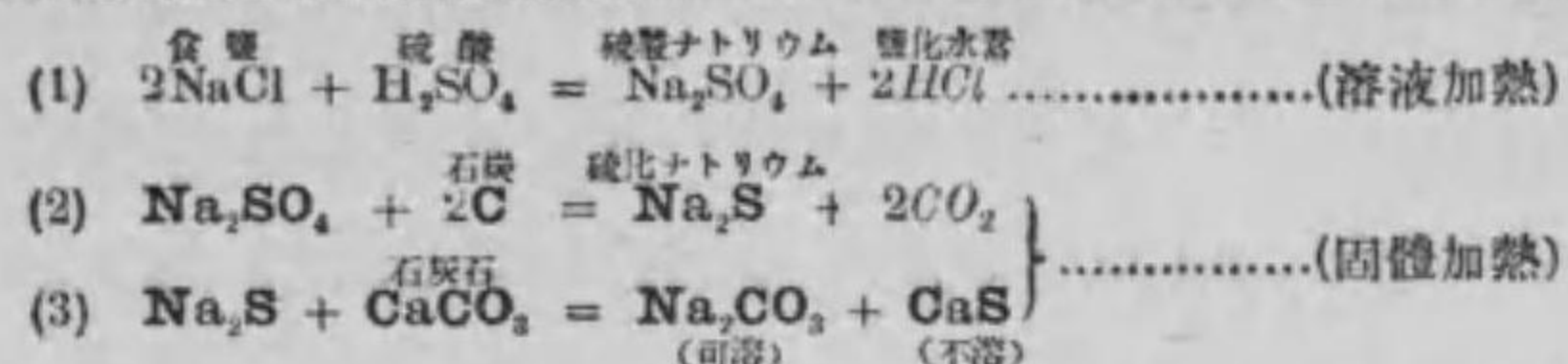


此方法は其装置の簡單なると、生成せる炭酸ナトリウムの純粹なることとの二特徴を備ふるが爲め、現今最も盛に行はる。



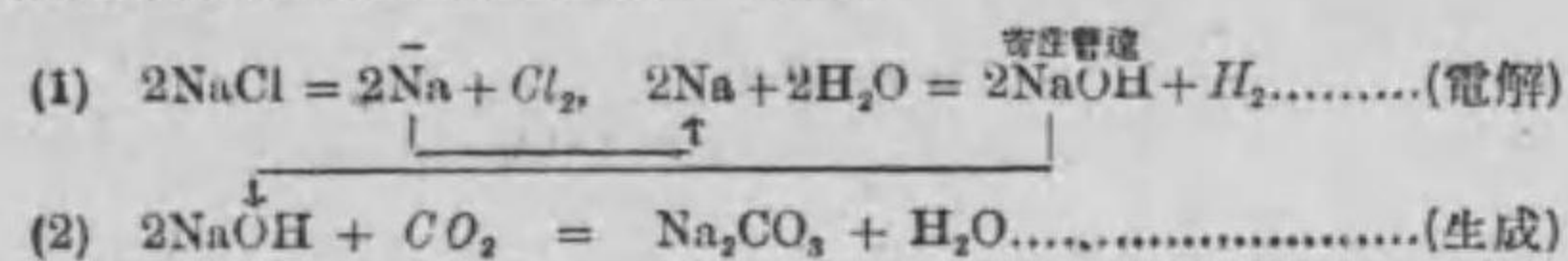
第 154 圖一回轉爐(ルブラン法にて Na₂CO₃ を製するため Na₂SO₄ と C と CaCO₃ とを入れて熱す)

(2) ルブラン氏法⁽⁹⁾ 食鹽を濃硫酸と共に熱して鹽化水素を製せる残り即ち硫酸ナトリウムに、石炭及び石灰石を混じて灼熱するときは炭酸ナトリウムを生ず、



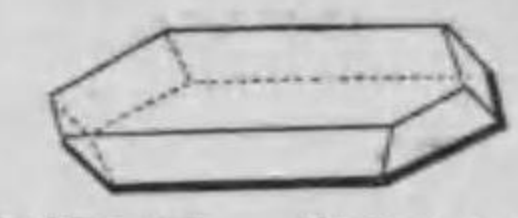
而して最後の生成物より炭酸ナトリウムを水にて浸出して蒸發結晶せしむ。

(3) 電解法 食鹽の水溶液を電解するときは、陰極に苛性曹達を生ずるが故に、此處に無水炭酸を通じて炭酸ナトリウムを製す。

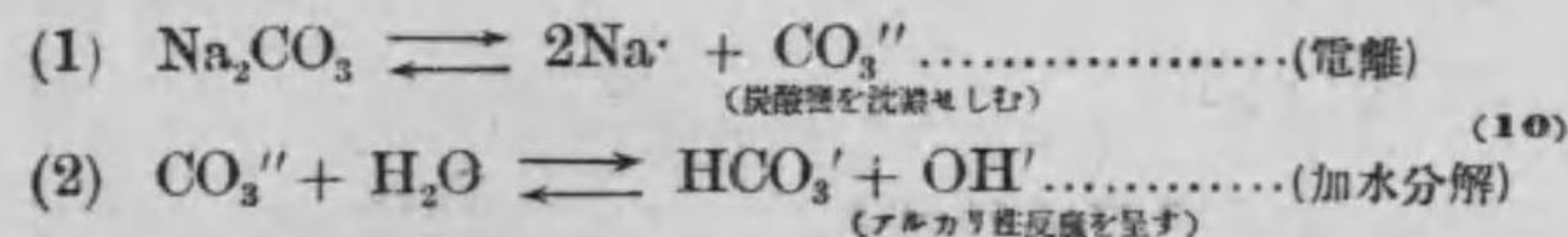


〔性質〕炭酸ナトリウムは 10 水鹽となりて無色なる稜柱狀に結晶するも、空氣中に放置すれば風化して白色粉末狀に變じ、又結晶鹽を熱すれば先づ結晶水を放出して之に溶解し、次に全く無水鹽に變じて白色を呈するに至る。

炭酸ナトリウムの特性は、多くの金屬の炭酸鹽が水に溶けざるに反し、極めて溶け易きことにして、其溶液は炭酸イオン (1) と加水分解によりて生じたる水酸イオン (2) とを含み、



第 155 圖—炭酸ナトリウムの結晶。

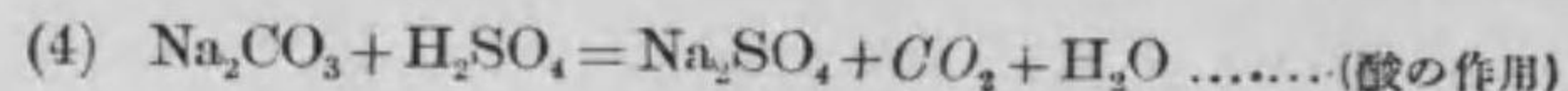
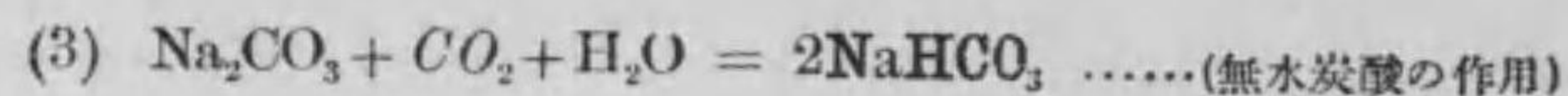


或金屬の鹽類溶液より其金屬を炭酸鹽として沈澱せしめ、且アルカリ性反應を呈す。

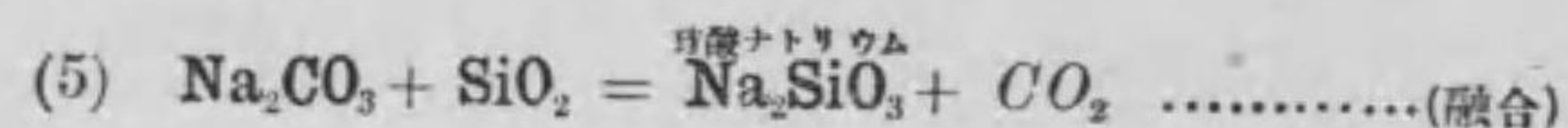
(9) 此方法は佛國革命戦亂の時政府の懸賞に應じて Le Blanc 氏 (1794 年) の提出せしものなり。

(10) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3$

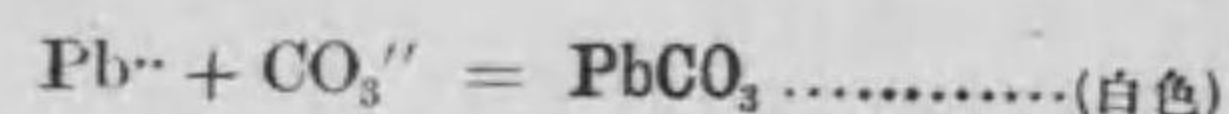
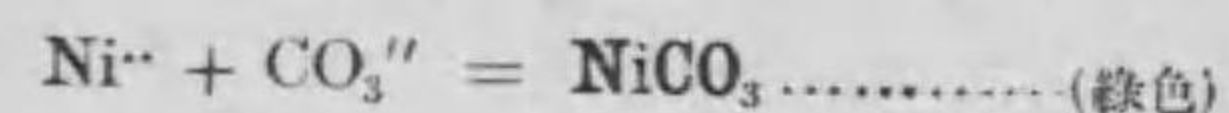
炭酸ナトリウムの濃厚なる水溶液に無水炭酸を通ずれば之よりも遙かに水に溶解し難き酸性炭酸ナトリウムを沈澱し(3), 又之に酸を加ふれば盛に無水炭酸を發して其酸のナトリウム鹽を生ず(4)。



又無水の炭酸ナトリウムは無水珪酸と融合して珪酸ナトリウムを生ず(第263頁)。



〔用途〕炭酸ナトリウムは(1)其ナトリウム成分を利用してナトリウム, 苛性曹達, 石鹼, 硝子を製し, (2)炭酸イオンを利用して種々の金属の炭酸鹽を沈澱せしむる際の試薬となし,



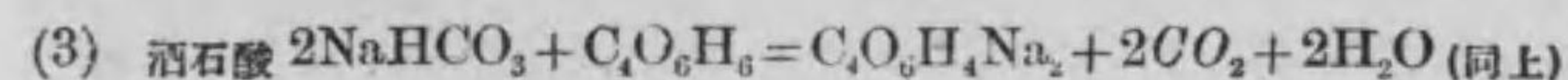
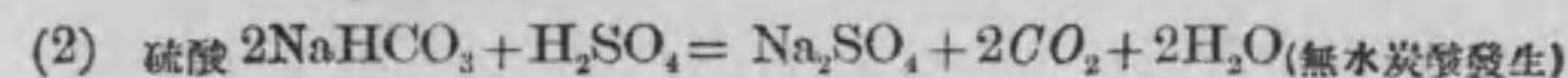
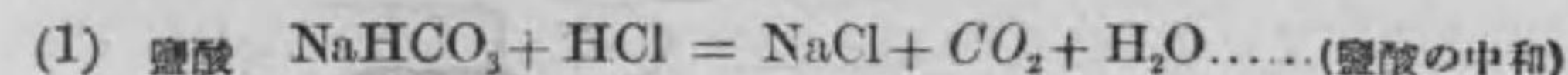
(3)加水分解してアルカリを生ずることは廣く洗濯の目的に供せらる。

6. **酸性炭酸ナトリウム** $[\text{NaHCO}_3]$ は俗に重炭酸曹達或は重曹と稱す。

〔製法〕炭酸ナトリウムの濃厚なる水溶液に無水炭酸を通じて製し(本頁), 或はソルベ-氏法による炭酸ナトリウム製法の間物となりて生ず(第482頁)。

〔性質〕此物は白色の粉末状をなし, 熱すれば無水炭酸を放出して炭酸ナトリウムとなる。而して水に溶解する度合は炭酸ナトリ

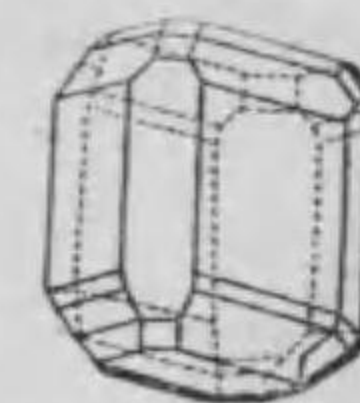
ウムよりも著しく少なく, 且殆んど加水分解することなし。此物の實用に供するは主に次の如く酸に対する反應にあり。



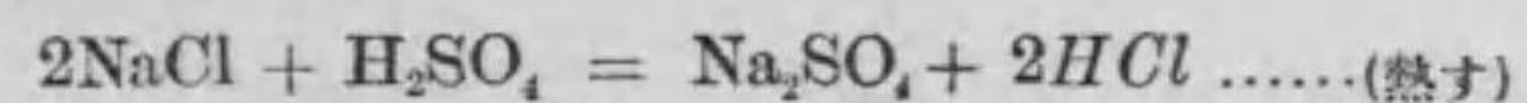
〔用途〕されば此物質は(1)制酸劑とし胃液中の鹽酸を中和せしむるために服用し, (2)酸により分解して無水炭酸を發する性は硫酸と共に消火器(第39頁)に装置し, (3)酒石酸に混じて清涼飲料に供せらる。

7. **硫酸ナトリウム** $[\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}]$ 硫酸ナトリウム

は芒硝とも稱す。含水鹽は無色の結晶をなすも, 通常表面は風化したる白色の粉末を以て被はるるを見る。硫酸ナトリウムは食鹽を硫酸と共に熱して鹽化水素を發生せしめたる残留物にして(第142頁),



第156圖—硫酸ナトリウムの結晶。



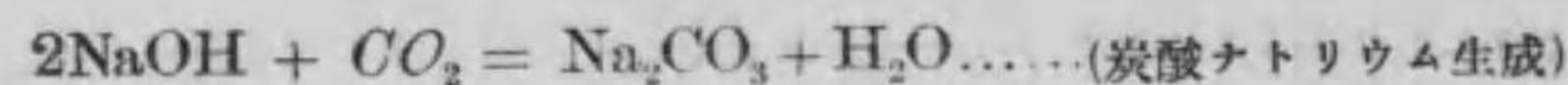
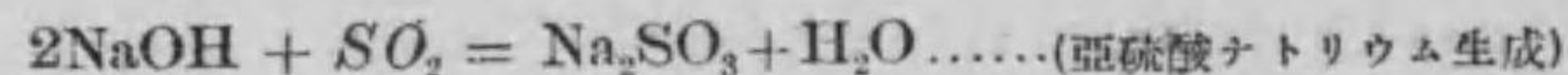
主に還元して炭酸曹達を製し, 或は其儘にて硝子の製造に供し, 又下劑として醫藥となすことあり。

8. **亞硫酸ナトリウム** $[\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}]$ 〔製法〕苛性曹達の水溶液に無水亞硫酸を通ずるときは, 亞硫酸ナトリウムを生ず。

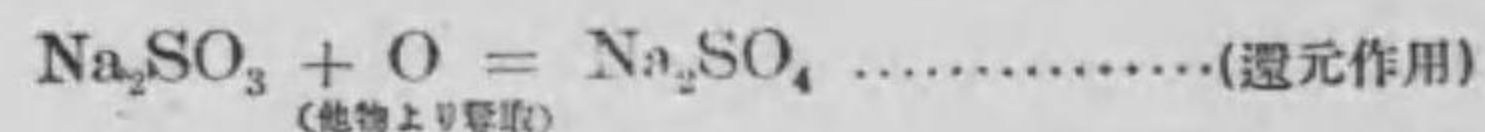
(11) カルシウムの炭酸鹽は不溶性にして其酸性鹽は可溶性なること丁度ナトリウムの炭酸鹽に反せり。

(12) 瀉下劑として用ふる人工カル、ス泉は下の組成を有し, 一回の用量 15g—30g 互なり。Na₂SO₄ 47%, K₂SO₄ 2%, NaCl 15%, NaHCO₃ 36%。

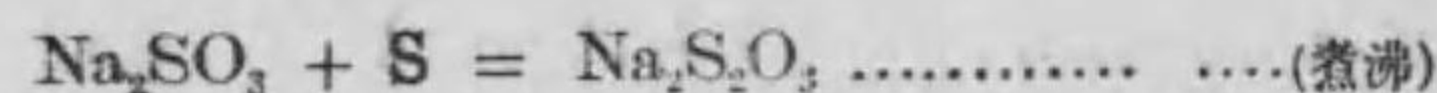
此反應は恰も苛性曹達が無水炭酸を吸収して炭酸ナトリウムを生ずる變化に匹敵せり。



【性質】亞硫酸ナトリウムは無色一斜狀に結晶し、容易に風化し、よく水に溶解す。其特性は還元せらるべき物質の存在に於て容易に酸化して硫酸ナトリウムに變じ、從つて稍強き還元作用を呈するにあり。故に寫真用の還元劑(現像液)を製するに用ふ。



9. チオ硫酸ナトリウム [Na2S2O3 · 5H2O] (製法) 亞硫酸ナトリウムに硫黄を加へて煮るときは、之を吸収してチオ硫酸ナトリウムに變ず。



【性質】チオ硫酸ナトリウムは俗に次亞硫酸曹達と稱す。無色一斜狀に結晶し其水溶液はハロゲン及びハロゲン化銀を溶解せしむる重要な特性を有す。即ち、



第157圖—チオ硫酸ナトリウムの結晶。

(下の式中ハロゲン及びハロゲン化銀以外の物質は何れも水に溶解す)

- (1) Na2S2O3 + 4Cl2 + 5H2O = 2NaCl + 2H2SO4 + 6HCl ... (454 頁)
(2) Na2S2O3 + 4Br2 + 5H2O = 2NaBr + 2H2SO4 + 6HCl
(3) 2Na2S2O3 + I2 = Na2S4O6 + 2NaI
(4) Na2S2O3 + AgCl = Na · AgS2O3 + NaCl (349 頁)
(5) Na2S2O3 + AgBr = Na · AgS2O3 + NaBr (351 頁)

(15) 「チオ」とは「硫」の意なり。

【用途】チオ硫酸ナトリウムは工業上、漂白粉にて漂白せる纖維に附着せる鹽素を除去するため「鹽素消し」の名を以て多量に使用し(上の(1)の反應)、寫真術に於ては乾板及び印書紙のハロゲン化銀を溶解し(上の(4)の反應)、實驗室に於ては沃素を定量す(上の(3)の反應)に供用せらる。

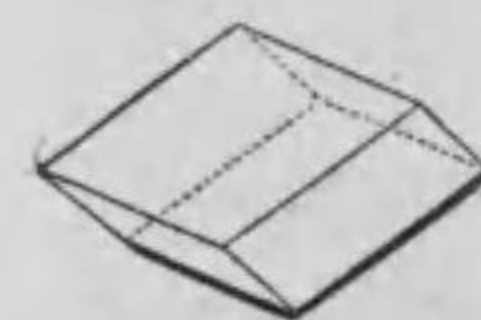
10. 硝酸ナトリウム [NaNO3] 硝酸ナトリウムは南

米智利に於て大なる地層をなして産出するが故に、通常智利硝石と稱せらる。この物は多量の酸素を含有す



第158圖—チリ硝石鑛床。(1)砂層 (2)粘土層 (3)チリ硝石層 (4)鹽化加里層 (5)石灰岩

るも、潮解する缺點あるがため火薬に用ひらるることなし。然れ



第159圖—硝酸ナトリウムの結晶。

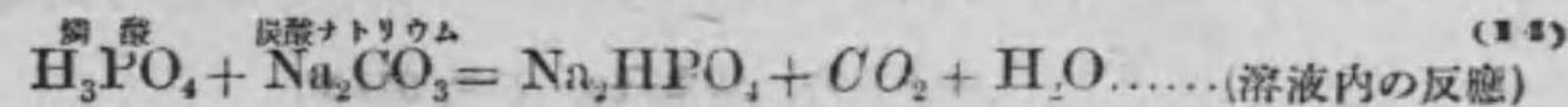
ども鹽化カリウムを以て處理して硝酸カリウムを製し、硫酸と共に熱して硝酸を製するに供せられ、又このままにて肥料として最も用途廣し。

- (1) 硝酸カリウムの製取 NaNO3 + KCl = KNO3 + NaCl (溶液内の反應) (此分別法後 202 頁にあり)
(2) 硝酸の製取 NaNO3 + H2SO4 = HNO3 + NaHSO4 (加熱蒸溜)

11. 磷酸ナトリウム [Na2HPO4 · 12H2O] 磷酸一二水

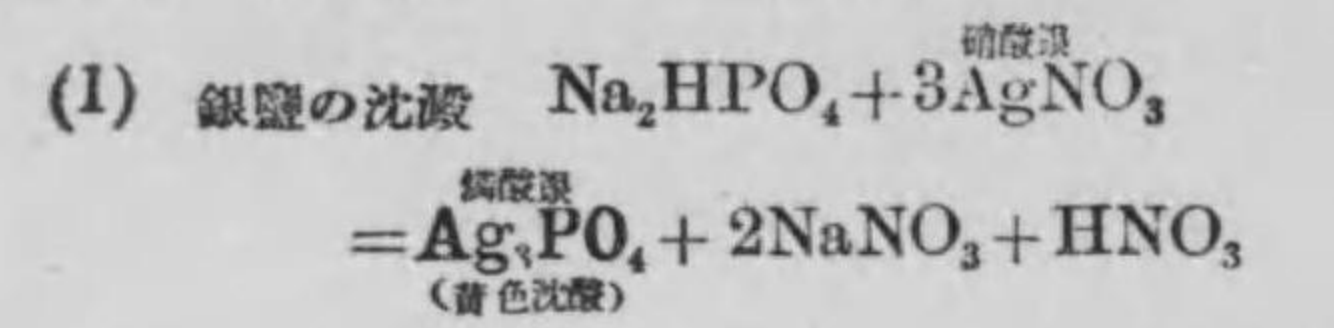
素ナトリウムは通常磷酸ナトリウムと稱せらるる鹽にして、

【製法】磷酸を炭酸ナトリウムを用ひて中和して製せらる。

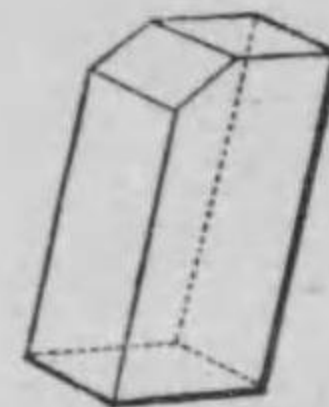


(16) 工業的製法 { Ca3(PO4)2 + 2H2SO4 = Ca(H2PO4)2 + 2CaSO4
Ca(H2PO4)2 + 2Na2CO3 = 2Na2HPO4 + CaCO3 + CO2 + H2O

【性質】此物は無色の稜柱状に結晶し、容易に風化し、又よく水に溶解して燐酸イオンの諸反応を呈す。

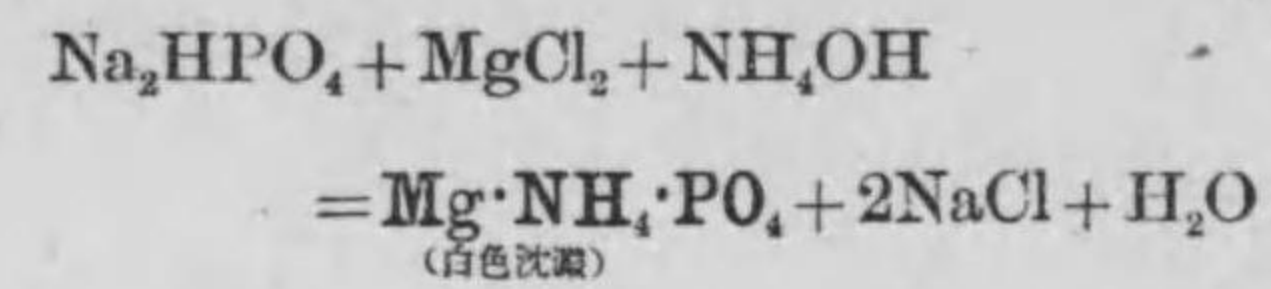


.....(溶液反応)



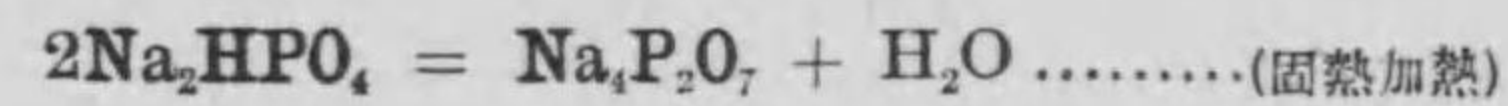
第160圖—燐酸ナトリウムの晶結。

② マグネシウム鹽の沈澱

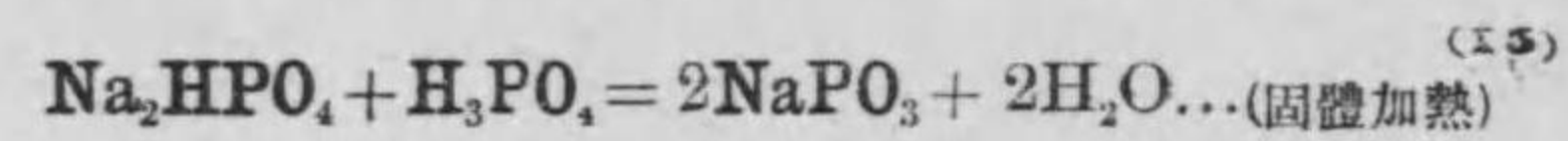


.....(溶液反応)

燐酸一二水素ナトリウムを微に紅熾熱に至らしむれば、水を失ひてピロ燐酸ナトリウム $[\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7]$ となり、



又燐酸と共に強熱すればメタ燐酸ナトリウム $[\text{NaPO}_3]$ を生ず。



生成物たるメタ燐酸ナトリウムは種々の酸化金属を溶解して特異の色を呈するが故に、硼砂と等しく金属の鑑識に供せらる。之を燐鹽球の反応と稱す。

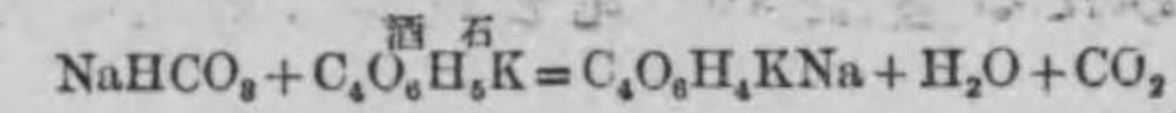
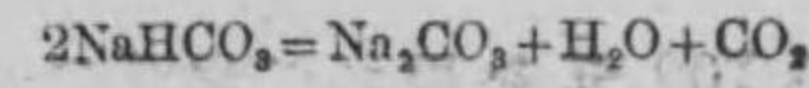
【用途】燐酸ナトリウムは試薬として、銀鹽、マグネシウム鹽の鑑識及び燐鹽球の反応に用ひ、又下劑として醫藥に供せらる。

12. 摘要 ナトリウム $\text{Na}=23.00$, 原子價 1, 分子式 Na , 比重 0.97, 融點 96, 沸點 877.5°.

(15) NaPO_3 は通常 $\text{NaNH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ を熱して製す (511 頁)。

欠

【解】 此物質或は之と酒石との混合物を熱すれば無水炭酸を發生して麵麩を膨らましむればなり。



10. 智利硝石, 次亜硫酸曹達, 芒硝についてのべよ。(487 頁)

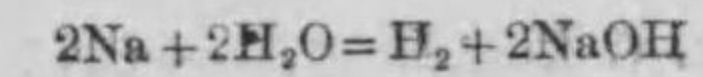
11.* 食鹽を原料として炭酸曹達, ナトリウム, 漂白粉, 苛性曹達を製する方法を説明せよ。(489 頁)

12.* 次の場合に起る變化を記せ。

イ. 食鹽水溶液を電解するとき。

ロ. 石灰水に炭酸瓦斯を通ずるとき。

【解】 イ. 電圧低きときは陽極より酸素を發し, 陰極より水素を發す。電圧高きときは陽極より鹽素を發し, 陰極よりは同様水素を發す。之れ前の場合には水の電離による OH^- と H^+ の放電に基き, 後の場合には食鹽の電離せる Cl^- と Na^+ の放電による。但し Na^+ は放電せる後直に水に作用して水素を發するなり。



ロ. 白濁を呈し後再び溶解す(455 頁)。

13.* 次の場合に起る化學反應を方程式にて示せ。

(イ) 硫酸に炭酸曹達を働かしたる時。

(ロ) メタンを完全に燃焼したる時。

(ハ) 生石灰を水中に投じたる時。

【解】 (イ) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (484 頁)

(ロ) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (245 頁)

(ハ) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ (450 頁)

14. 100 瓦のナトリウムを水に投ずれば幾瓦の苛性曹達を得べきか。 答 174 瓦

欠

15. 食鹽の1瓦より得らるべき結晶状をなせる炭酸曹達の重量を求む。

答 2.4 瓦

16.* 5割の水を含みたる鹽酸 100 瓦を用ひて幾瓦の炭酸曹達を分解するを得べきか。

答 72.6 瓦

17.* 10 瓦の重炭酸曹達より無水の炭酸曹達の幾瓦を得べきか。

答 6.3 瓦

18.* 或量の稀硫酸を中和するに 14 瓦の無水の炭酸曹達を要したりとせば茲に生成せしもの名稱及び重量を問ふ。

答 Na_2SO_4 18.8 瓦, CO_2 5.8 瓦, H_2O 2.4 瓦.

19.* 12°, 756 耗のときナトリウム 15 瓦を水に作用せしめて生ずる水素の容積及び重量を問ふ。

答 7.7 立, 0.65 瓦

20. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ の百分組成を計算せよ。

答 Na 29.1%, S 40.5%, O 30.4%.

21. 無水の炭酸ナトリウム 6 瓦に酸を加へしに 10°, 750 耗の時 1310 c.c. の無水炭酸を發生せりとせば、此炭酸ナトリウムの純度幾%なるか。

解 無水炭酸 1310 c.c. の標準状況に於ける容積を求め、次の方程式によりこれだけの無水炭酸を發生するに要する炭酸ナトリウムの量を算出して 6 瓦に対する百分比をとるべし。

$$\begin{array}{c} \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \\ \text{106瓦} \qquad \qquad \qquad \text{22.4立} \end{array}$$

$$\left(106 \text{瓦} \times \frac{1310 \times \frac{273}{273+10} \times \frac{750}{760}}{22.4 \times 1000} + 6 \text{瓦}\right) \times 100 = 98.35\%$$

答 98.35%

22.* 某水溶液中に濃度 2.0% の硝酸銀溶液 5.1 c.c. を加へ鹽化銀

を完全に沈澱せしめたり。此の溶液中の鹽素と結合し居る可きナトリウムの瓦數を計算せよ。

解 方程式 $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$ により

$\text{AgNO}_3 = 108 + 14 + 48 = 170$ 量を用ひて沈澱せしめたる AgCl の鹽素と化合し居るべきナトリウムの量は $\text{Na} = 23$ 量なるを知る。

今硝酸銀溶液 1 c.c. を 1 瓦と見るときは使用したる硝酸銀の量は

$$5.1 \text{瓦} \times \frac{2}{100} = 0.102 \text{瓦}$$

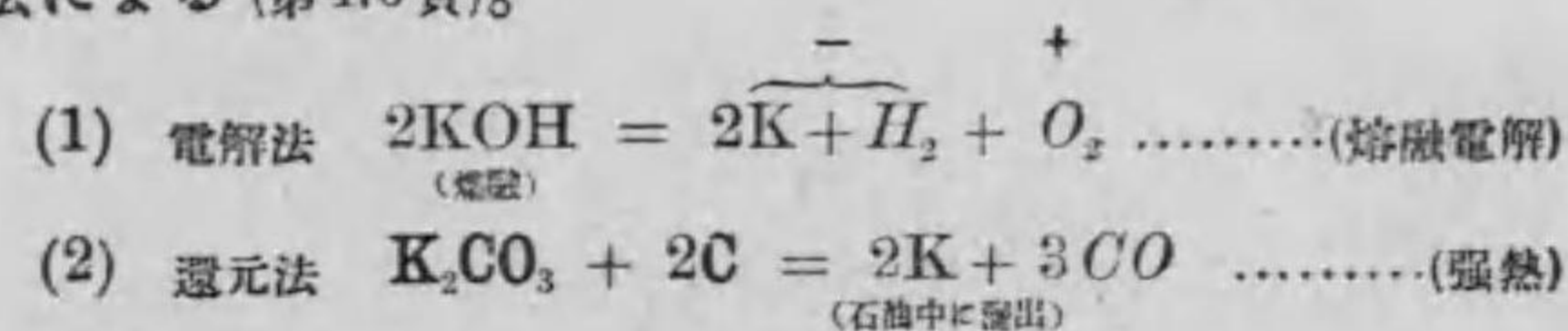
にして、従つて所要の値は

$$0.102 \text{瓦} \times \frac{23}{170} = 0.014 \text{瓦} \qquad \text{答 0.014 瓦}$$

第二節 カリウム

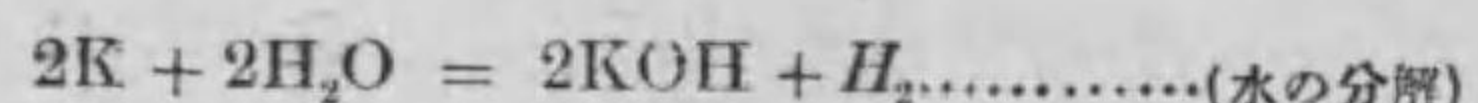
1. **カリウム** **【K】** ⁽¹⁾カリウムの諸性質は頗るナトリウムに類似し、前節に述べたるナトリウム及び其化合物に関する事實は概ね移して之をカリウムに適用するを得べし。

《製法》カリウムは加里石鹽 (KCl)、砂金鹵石 ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$)、カイナイト ($\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) 等の鑛石となりて産出す。カリウムを製するには上の鑛石を用ひずしてナトリウムに於けると同じく其水酸化物を熔融電解するか、炭酸鹽を炭素にて還元するかの方法による (第 476 頁)。

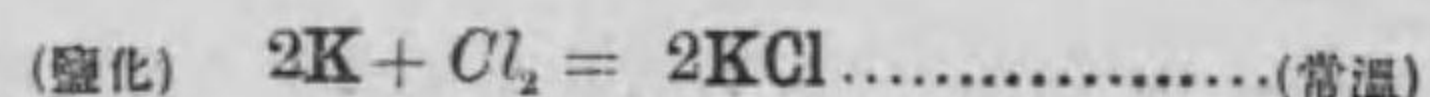
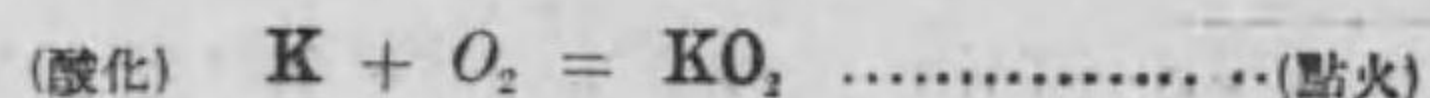


(1) カリウムは 1807 年 Davy 氏の發見せし金属にして又ポッタシウム (Potassium) ともいひ、化合物の成分をなせるものを加里と稱することあり。

〔性質〕カリウムはナトリウムよりも稍蒼色を帯びたる蠟様の金属にして、水より軽く、熱すれば容易に熔融し遂に沸騰して K なる分子式に相當する緑色の蒸氣となる。其酸化性はナトリウムよりは一層劇烈にして新に削りたる銀様光澤を發する表面は速かに暗色の酸化層を以て被はれ、又之を水に投ずれば水上を旋轉しつつ發火しカリウム及び水の分解によりて游離せる水素の燃焼によりて帶紫色の焔を發するを見る。

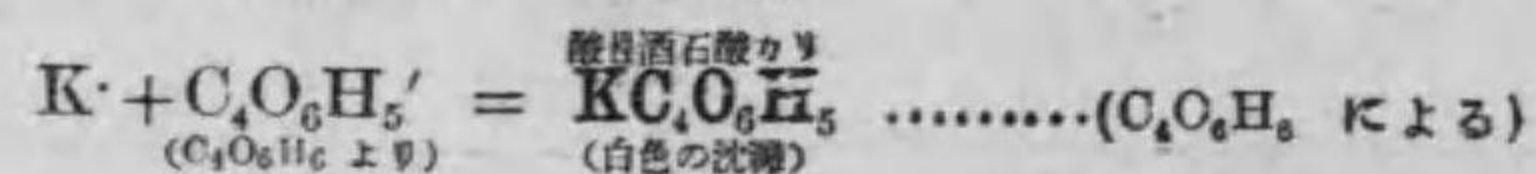
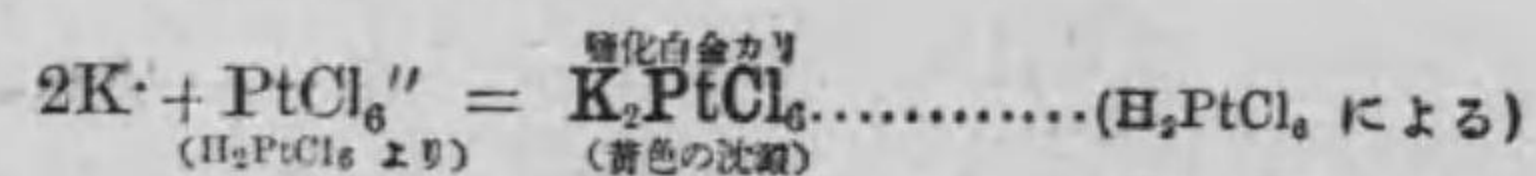


故に此物も亦石油中に貯へらる (第 477 頁)。カリウムを空氣中に強熱すれば、燃焼して暗黄色の固体 (KO₂) となり、鹽素とは常温に於ても烈しく化合して鹽化物 (KCl) を生ず。



〔用途〕カリウムは色素の製造及び還元剤として用途あり。然れども同様の目的は概ねこれよりも一層廉價なるナトリウムを以て達せらるるが故に、其需用は後者の如く多からず。

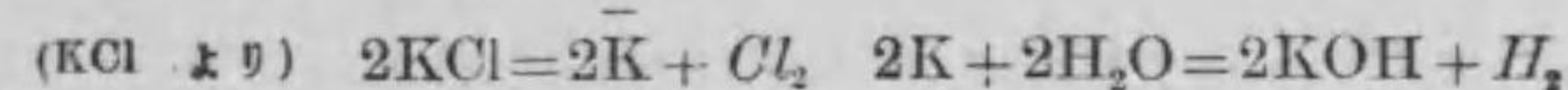
2. **カリウム=イオン** ^(*) [K⁺] カリウム=イオンは無色にして、唯鹽化白金水素酸 (H₂PtCl₆) 及び酒石酸 (C₄O₆H₆) の溶液によりて沈澱せらるるのみ。



(*) K⁺ は植物の生育上欠くべからざる物質なり。

〔焰色反應〕カリウム及び其鹽類は鋭敏なる紫色の焰色反應を呈することによりて鑑識するを常とす (着色反應圖)。

3. **水酸化カリウム** [KOH] 此物は通常苛性加里と稱す。〔製法〕之を製するには鹽化カリウムの濃溶液を電解して得たるカリウム=アマルガムを水に作用せしむるか、或は炭酸加里の水溶液に石灰乳を加へ上澄みを分ち取るかの方法によること苛性曹達の製造に異ならず (第 478 頁)。



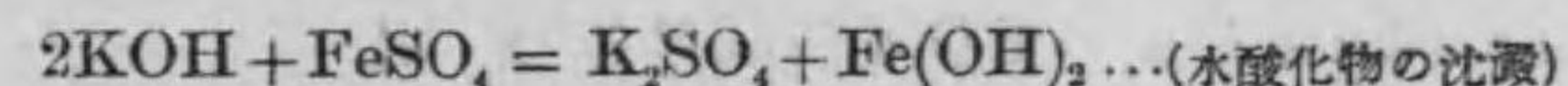
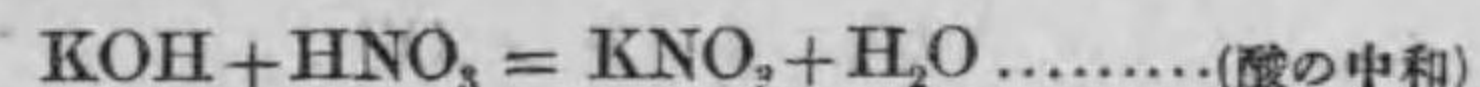
〔性質〕水酸化カリウムは白色結晶性の固体にして、吸濕性に富み、又よく無水炭酸を吸収す。



水酸化ナトリウムを水に投ずれば容易に溶解して次の如くイオン化し多量の熱を發す。



従つて此溶液は強き水酸イオンの諸反應を呈し、リトマスを青變するは勿論、酸の中和、水酸化金属の沈澱、脂肪の分解、有機物を糜爛せしむること等全く苛性曹達の作用に同じ。



〔用途〕水酸化カリウムは工業上石鹼及び色素の製造に供し、實驗室に於ては無水炭酸の吸収、アルカリを要する試薬として用途あり。

4. 鹽化カリウム [KCl] 《製法》鹽化カリウムはカリウ

ム化合物の原料となるべき重要な物質にして、砂金鹵石 (KCl



第161圖—鹽化カリウムの結晶。

MgCl₂·6H₂O) を少量の熱湯に溶解し、其溶液

を冷却して溶解度小なる鹽化カリウム (KCl)

を結晶せしめ、以て溶解し易き鹽化マグネシ

ウム (MgCl₂) より分離す。

《性質》此鹽は無色の立方形に結晶し、常温に於て凡そ其3倍量の水に溶解すること鹽化ナトリウムに似たれども、後者と異なり其溶解度は温度の上昇に伴ひ著しく増加す。

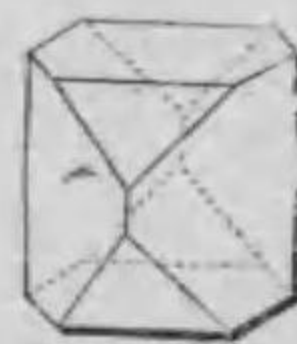
《用途》鹽化カリウムのカリウム成分はカリウム、水酸化カリウム、炭酸カリウム、硝酸カリウムの製造に用ひらる。

5. 臭化カリウム・沃化カリウム [KBr] [KI] 水

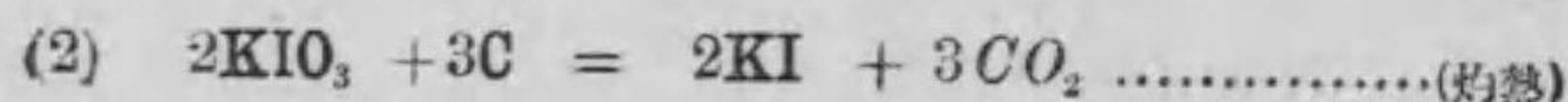
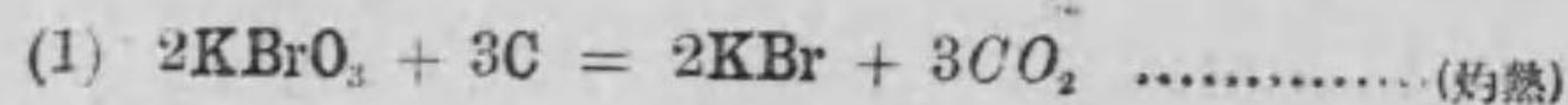
酸化カリウムの水溶液に臭素若しくは沃素を溶解するときは、夫々臭化カリウム或は沃化カリウムを生ず。



而して茲に副生する臭素酸カリウム或は沃素酸カリウムを還元せしめんがため、上の溶液に適量の本炭末を加へて蒸發乾固せしめ、更に坩堝に移して灼熱するを要す。



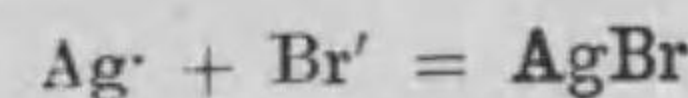
第162圖—臭化カリウムの結晶。



《性質》臭化カリウム及び沃化カリウムは何れも立方體の無色結晶をなし、よく水に溶解してハロゲン=イオンを生ず。



臭素イオンは神経の興奮せるを鎮靜せしむる生理作用を有し、又銀イオンに逢ひて日光に感じ易き臭化銀を沈澱するが故に、



《用途》このイオンを生ずべき臭化カリウムは卓越なる催眠鎮靜劑とし、又寫真乾板の製造に供せらる。沃化カリウムも亦醫藥、試藥及び寫真用として用途あり。

6. 鹽素酸カリウム [KClO₃] 《製法》水酸化カリウムの

水溶液を温めつつ鹽素を通ずるときは、鹽素酸カリウムと鹽化カリウムとを生ず。



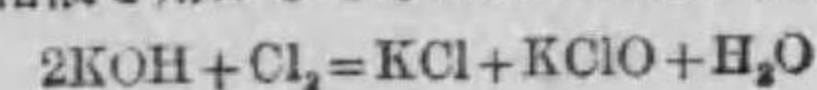
而して鹽素酸カリウムは副生せる鹽化カリウムよりは冷水に溶解し難きが故に、此溶液を冷却するときは結晶となりて析出すべし。

上の反應は並立せる二本の炭素棒を電極として鹽化カリウムの温き水溶液を電解する法によりて工業的に行はる。此場合には鹽化カリウムの電解によりて陽極より發生すべき鹽素は、同時に游

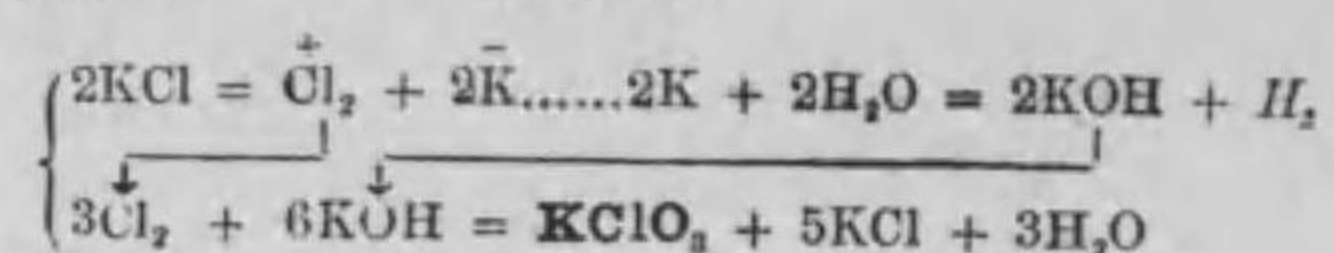
(3) 沃化カリウムの水溶液のよく沃素を溶解して褐色の溶液を生ずるは反應 KI + I₂ = KI₃ による。

(4) 臭化加里は臭刺の名を以て廣く醫藥に混ず。一回の量 0.2—1.0 の範圍内にあり。處方例 臭刺 3.0、龍膽丁 1.0、水 100.0 右一日分神經鎮靜用。

(5) 苛性加里の冷溶液を用ふるときは次の反應を起す。



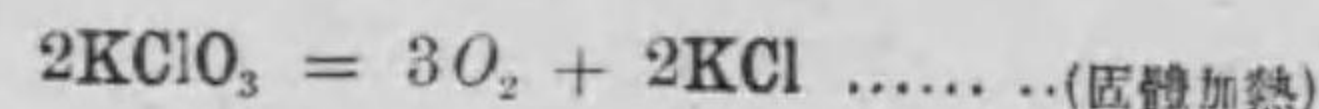
離せるカリウムが水に溶解して生じたる陰極の水酸化カリウムに作用して鹽素酸カリウムとなり、



反應により再生せる鹽化カリウムは繰り返し上の反應を反覆して遂に悉く鹽素酸カリウムに變ずるなり。故に電解の反應は畢竟次の方程式にて表はさるべきなり。

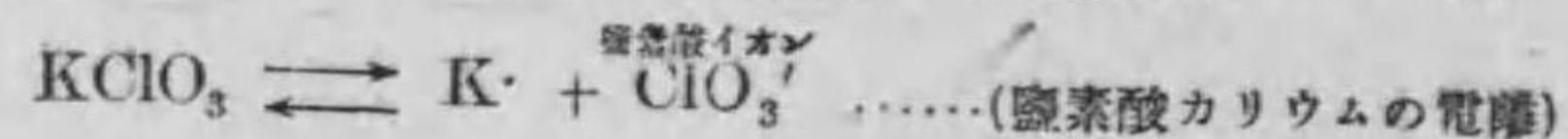


【性質】鹽素酸カリウムは菱角板狀の結晶を形成する無色の鹽にして(第6頁)、其組成中遊離し易き酸素成分を多量に含有し従つて強力なる酸化作用を呈するを以て特性とす。例へば(1)此鹽を熱すれば(凡そ^{350°})盛に酸素を放出し(第6頁)、



(2)之を以て黄磷を被ふときは劇烈なる燃焼を起し、(3)硫黄に混じて打撃せば猛烈に爆發す。

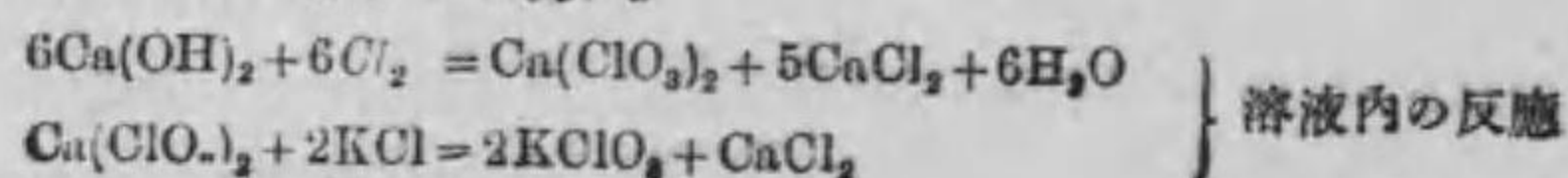
鹽素酸カリウムの溶解度は上の製法に説きたる如く温度の上昇につれ著しく増加す。而して其溶液中の鹽素酸イオンは



鹽素イオンと異なり銀イオンにて白色沈澱を生ずることなし。

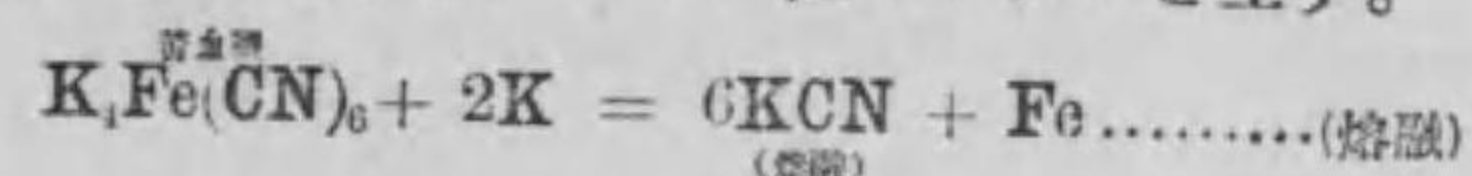
【用途】鹽素酸カリウムは其酸化作用を利用し爆發劑及びマツチ

(*) 鹽素酸カリウムは又鹽素を石灰乳に通じて鹽素酸カルシウムとなし、次に之を鹽化カリウムに分解して製す。

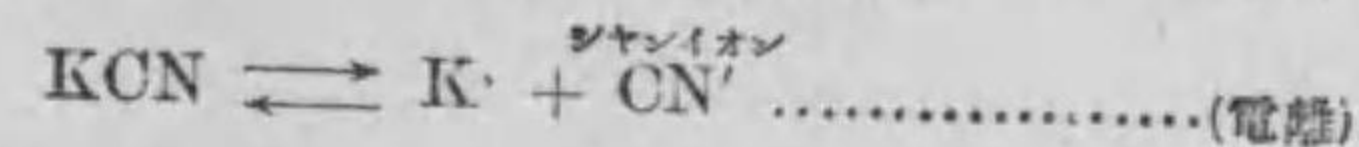


を製し、又3%位の水溶液として含嗽劑に供す。

7. シヤン化カリウム [KCN] 《製法》黄血鹽をカリウムと共に熔融するときは、シヤン化カリウムを生ず。

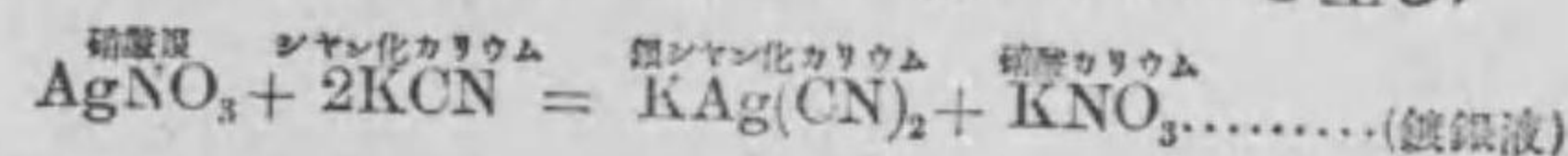


【性質】シヤン化カリウムは又青酸加里とも稱せらる。無定形の白色固體にして、潮解性を有し、水溶液はシヤン=イオンを含み、

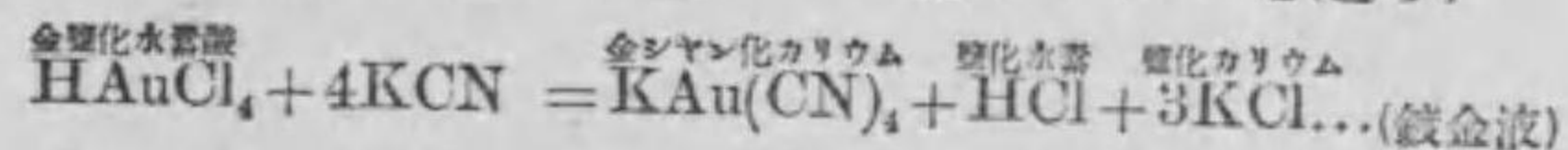


種々の金属鹽類に作用して錯鹽を生ず。例へば

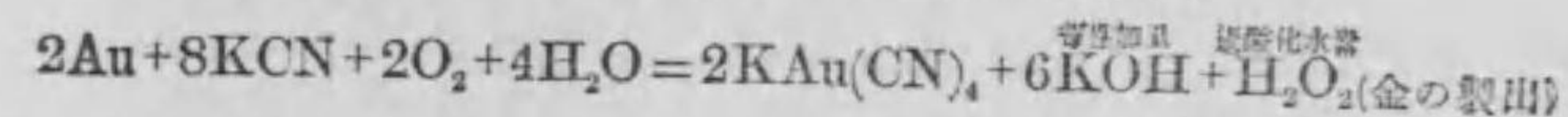
(1) 硝酸銀溶液に作用して銀シヤン化カリウムを生じ、



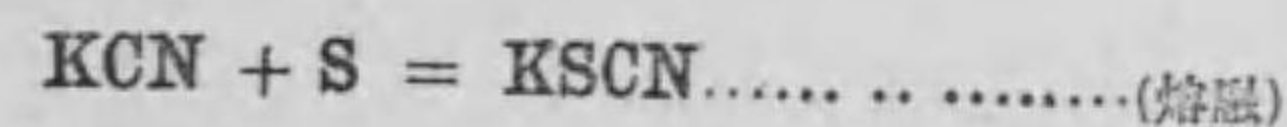
(2) 金鹽化水素酸に逢ひて金シヤン化カリウムを造り、



(3) 又空氣(酸素)の補助作用により金を溶解す。



シヤン化カリウムを硫黄と共に熔融するときは第二鐵鹽に逢ひて赤血色を呈する特性を有するチオ=シヤン化カリウム [KSCN] を生ず(第378頁)。

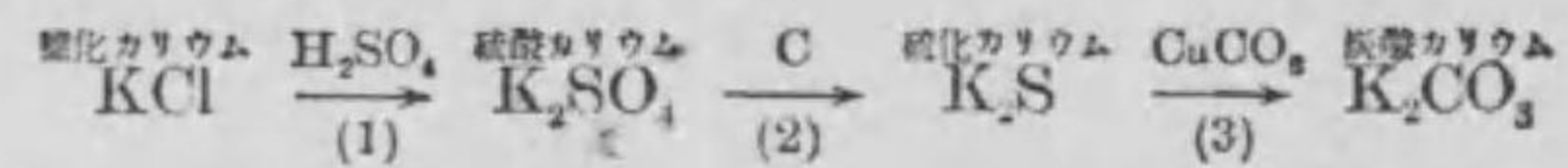


【用途】シヤン化カリウムは金鑛より金を溶かし出すために最も多量に使用せられ、金シヤン化カリウム、銀シヤン化カリウムの如き鍍金液及びチオシヤン化カリウム、シヤン化水素等を製するに消費せらるる量も亦尠なしとせず。

(*) シヤン化カリウムに硫酸を加へ $\text{KCN} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HCN} + \text{KHSO}_4$ 蒸溜して製す。

8. 炭酸カリウム $[K_2CO_3]$ (製法) 陸生植物の灰は10%

内外の炭酸カリウムを含むが故に、其浸出液を蒸發して之を捕集するを得。然れども工業上鹽化カリウムを原料として炭酸ナトリウム製造に於けるルブラン法、或は電解法を適用して盛に之を製出す。ルブラン法によるときは先づ鹽化カリウムを硫酸と共に熱して硫酸カリウムとなし、之に石炭と石灰とを混じて強熱して熔融せしめ(第482頁)、かくして生ぜる黒灰を水に浸して炭酸カリウムを抽出するにあり。其反應は、



- (1) 2KCl + H2SO4 = K2SO4 + 2HCl.....(煮沸)
(2) K2SO4 + 2C = K2S + 2CO2
(3) K2S + CaCO3 = K2CO3 + CaS.....(灼熱)

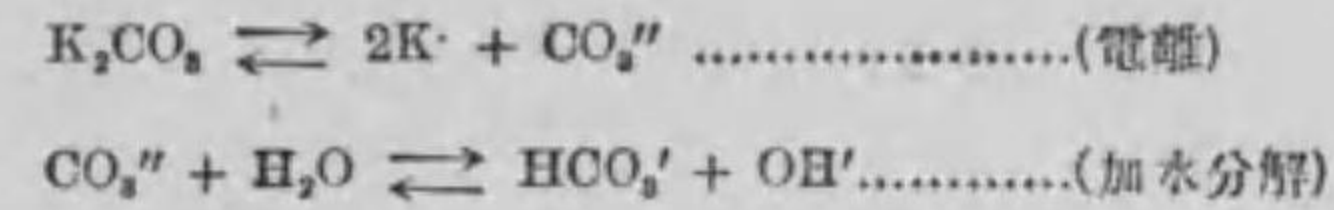
又電解法による反應は

- (1) 2KCl = Cl2 + 2K, 2K + 2H2O = 2KOH + H2
(2) 2KOH + CO2 = K2CO3 + H2O

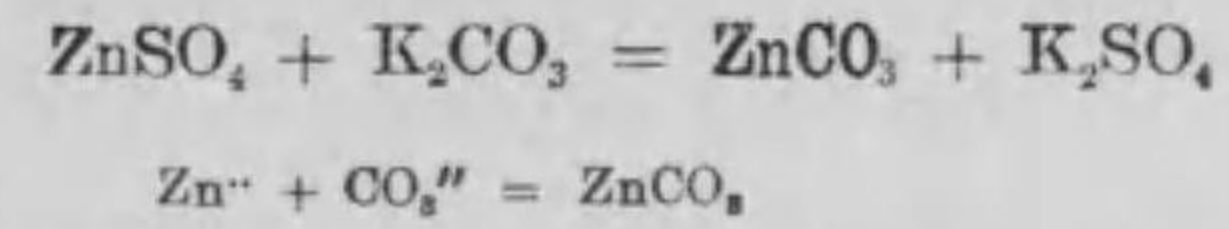
《性質》炭酸カリウムは白色の粉末状をなし、炭酸ナトリウムに比ぶれば、彼れの風化し易きに反して潮解性を有することの外、その化學的諸性質は殆んど全く相一致す。故に炭酸ナトリウムの節に於て述べたる反應は悉く炭酸カリウムに適用するを得べし。試みに之を反覆せんに炭酸カリウムはよく水に溶解して炭酸イ

(*) 炭酸カリウムはソルベー法によりて製するを得ず。之れ
KCl + NH3 + H2O + CO2 = NH4Cl + KHCO3
なる反應により生ずる NH4Cl と KHCO3 との溶解度は略相等しくして最等自別すること能はざるによる。

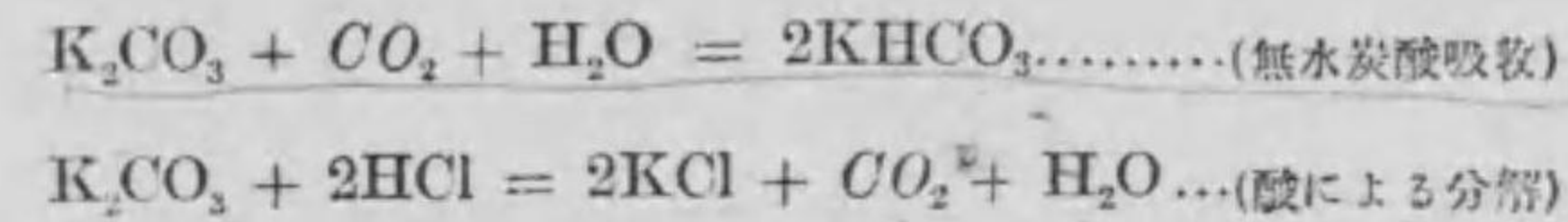
オン及び水酸イオンを含み、



アルカリ金属以外の鹽類の水溶液より其等の炭酸鹽を沈澱せしめ、



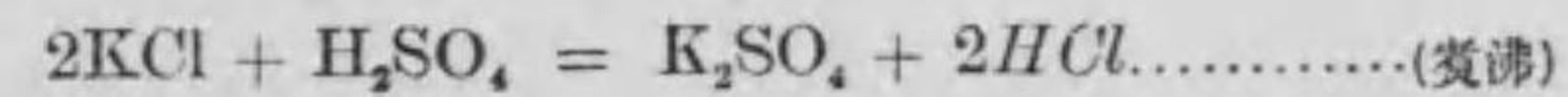
且強きアルカリ性反應を呈す。而して無水炭酸を吸収して酸性炭酸鹽となり、又酸に作用せられて無水炭酸を發生す。



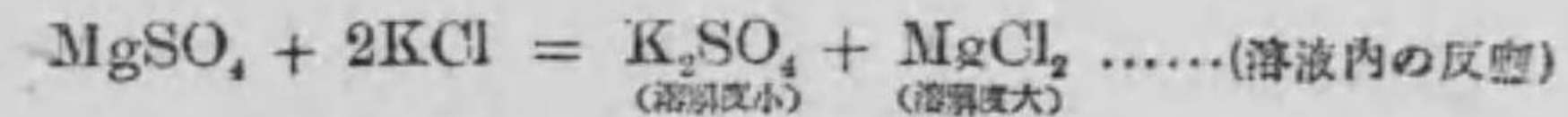
《用途》炭酸カリウムは硝子、石鹼、苛性加里の原料となし、又染色、寫眞、醫藥に供す。木灰中に含まるる炭酸カリウムは其カリウム成分及びアルカリ性を利用して肥料に用ひらるることあり。

9. 硫酸カリウム $[K_2SO_4]$ (製法) 硫酸カリウムは

(1) 鹽化カリウムを硫酸と共に熱して得らるるも、



(2) カイナイト鑛と稱し、 $[KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O]$ なる組成の複鹽(432頁)を水に溶かし、それに鹽化カリウムを加へて蒸發するとき、複鹽をなせる鹽化カリウムは新に加へたる鹽化カリウムと共に硫酸マグネシウムに作用し、先づ溶解度少なき硫酸カリウムを析出す。



硫酸カリウムは後の方法により工業的に製出せらる。

【性質】硫酸カリウムの特性は種々の硫酸鹽と共に溶解度の小なる複鹽を造ることにして、それと硫酸アルミニウムとの複鹽(即ち明礬)は屢々後者の精製に利用せらる(第438頁)。

【用途】硫酸カリウムは最も多量に炭酸カリウムの製造に供す。此物は亦明礬を造るに用ひらる。

第153圖—硫酸カリウムの結晶。

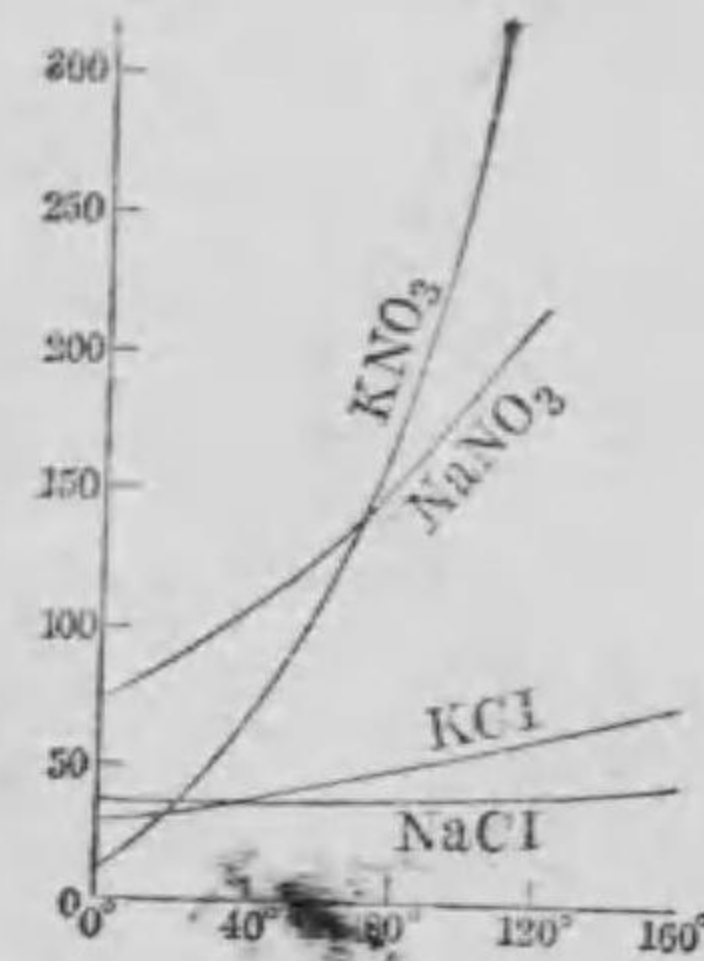


10. 硝酸カリウム $[KNO_3]$ 硝酸カリウムは通常硝石と稱す。

【製法】(1)天然に存するものを採集し、(2)或はチリ硝石即ち硝酸ナトリウムに鹽化カリウムを作用せしめて製せらる(第308頁)。

$$Na[NO_3 + K]Cl \rightleftharpoons KNO_3 + NaCl \dots (溶液反應)$$

(15°の時の溶解度)	86	33	26	36
(100°の時の溶解度)	168	56	247	39



第164圖—硝石を製する原理を示す。

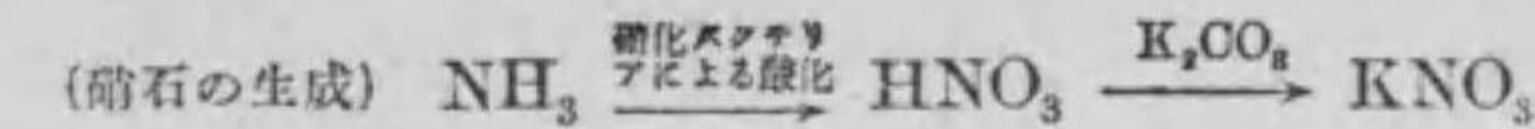
上の反應は反應式に表はるる四種の鹽の溶解度の差異を利用して初めて行はるところにして、最初 $NaNO_3$ と KCl との混合溶液を蒸詰むるときは、溶液中に存する上の四種の鹽の中、高温に於て最も溶解し難き $NaCl$ は次第に析出するを以て絶えず之を除き去り、最後に溶液を冷却して溶存せる KNO_3 を結晶せしむるなり(第308頁)。

(3) 硝酸カリウムは又硝石園法とて含窒素有機物(糞尿等)を木

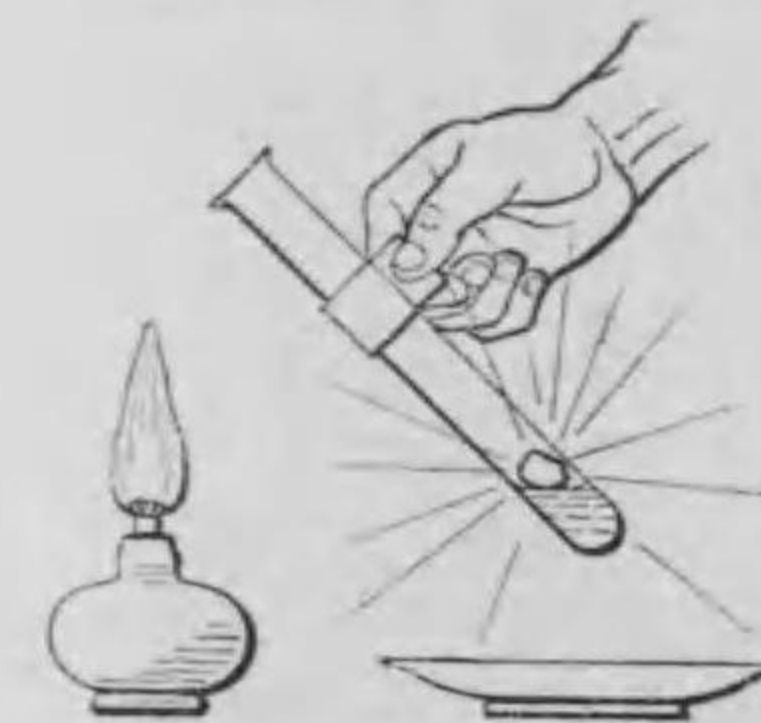
灰及び石灰を加へたる土に混じて數年間放置し、生成せる硝酸カリウムを水にて浸出して製す。この際の化學變化は有機物の分解により生じたるアムモニア化合物が硝化バクテリアの接觸作用により酸化して硝酸となり、木灰に作用して硝石となれるものなるべし。而して石灰に作用して硝酸カルシウムとなれるものは、浸出液に炭酸カリウムを作用せしめて硝酸カリウムとなすを要す。



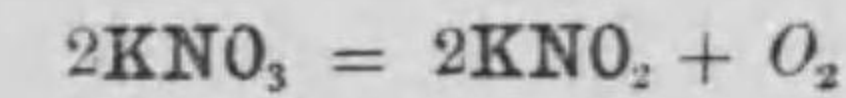
第165圖—硝酸カリウムの結晶。



【性質】硝酸カリウムは稜柱狀の無色結晶にして、硝酸ナトリウムと異なりて潮解することなく、熱すれば熔融し其酸素成分の一部を放出して亜硝酸カリウムに變ず。

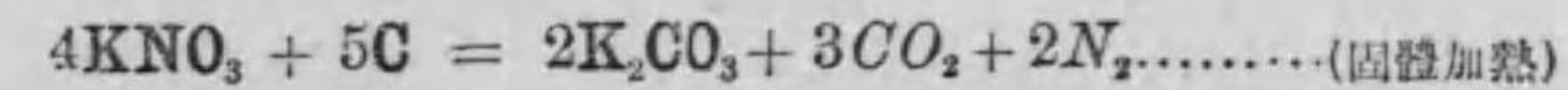
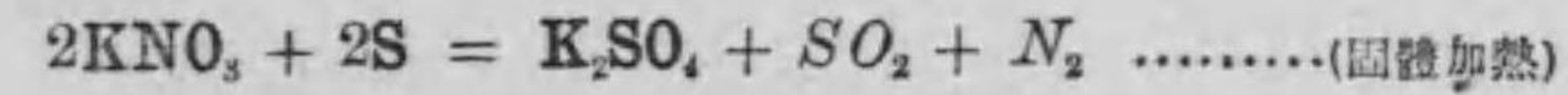


第166圖—熔融せる硝石上に硫黄を燃焼せしむ。



.....(固體加熱)

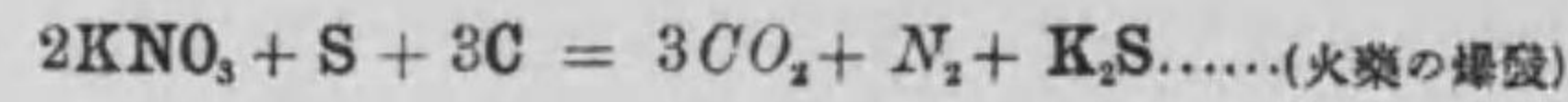
従つて此物質は鹽素酸カリウムに次ぎ強力なる酸化作用を呈す。試みに之を試験管内にて熔融せしめ硫黄或は木炭の粉末を加ふれば強烈なる光を發すべし。



(9) 硝石園法には石灰を混ぜざれば反應の進行よろしからず。

(10) $Ca(NO_3)_2 + K_2CO_3 = 2KNO_3 + CaCO_3$

【用途】(1) 硝酸カリウムに木炭と硫黄とを混じて黑色火薬を製す。之れ点火により急激に燃焼して一時に多量の氣體を生ずるによる。



(2) 硝酸カリウムは又實驗室に於て通常硝酸を製するに用ひらるる原料たり(第206頁)。

11. 摘要 カリウム K=39.10, 原子價 1, 分子式 K, 比重 0.865, 融點 625, 沸點 700°.

化學式	名稱	製法	性質	用途
K	カリウム (ポタシウム) (Potassium)	(1) KOHを電解す。(2) K ₂ CO ₃ をCにて還元す。	白色蠟狀。酸化及び鹽化し易し。水を分解して水素を發す。	色素製造。還元劑。
K ⁺	カリウム=イオン (— Ion)	K鹽の溶液。	無色。PtCl ₄ ²⁻ , C ₂ O ₄ H ₄ ²⁻ により沈澱。燻色反應は紫色。	—
KO ₂	酸化カリウム (— Oxide)	カリウムを燃焼す。	黄色固体。	—
KOH	水酸化カリウム (苛性加里) (— Hydroxide)	(1) KCl 水溶液の電解。(2) K ₂ CO ₃ にCa(OH) ₂ を混ず。	白色固体にして潮解性。強アルカリ性あり。CO ₂ , SO ₂ を吸収す。	石鹼。色素の製造。試薬。醫藥。
KCl	鹽化カリウム (— Chloride)	天然に産す。	無色結晶。可溶。	カリウム化合物の原料。
KBr	臭化カリウム (臭判) (— Bromide)	KOHにBr ₂ を作用せしむ。	可溶性無色結晶。Br ⁻ を生ず。	醫藥。寫眞。
KI	沃化カリウム (沃度加里) (— Iodide)	KOHにI ₂ を作用せしむ。	可溶性無色結晶。I ⁻ を生ず。	同上。

KClO ₃	鹽素酸カリウム (鹽酸加里) (— Chlorate)	KCl水溶液を電解す。	無色結晶。温水に可溶。熱すれば酸素を放つ。	酸化劑。醫藥。
KCN	シアン化カリウム (青化加里) (— Cyanide)	K ₄ Fe(CN) ₆ をKと共に熱す。	潮解性の白色固体。金を溶解す。金、銀、銅、鐵等の錯鹽を生ず。	冶金。鍍金。試薬。
KSCN	チオシアン化カリウム (ロダン酸加里) (— Thiocyanide)	KCNとSとを熱す。	無色結晶。第二鐵鹽と血赤色の沈澱を生ず。	試薬。
K ₂ CO ₃	炭酸カリウム (— Carbonate)	(1) K ₂ SO ₄ にCとCaCO ₃ とを混じて熱す。(2) KCl電解液にCO ₂ を通ず。	白色固体。可溶。CO ₃ ²⁻ , OH ⁻ を造る。	石鹼。硝子。苛性加里。染色。寫眞。
K ₂ SO ₄	硫酸カリウム (羶王鹽) (— Sulphate)	(1) 天然に産す。(2) KClにH ₂ SO ₄ を作用せしむ。	稍可溶性結晶。複鹽を造る。	炭酸カリウム。明礬の原料。
KNO ₃	硝酸カリウム (硝石) (— Nitrate)	(1) 天産。(2) NaNO ₃ にKClを作用せしむ。	無色結晶。可溶。熱すれば酸素を放つ。	酸化劑。
K ₄ Fe(CN) ₆ (3H ₂ O) (382頁)	フェロシアン化カリウム (黄血鹽) (— Ferrocyanide)	有機物にFeとK ₂ CO ₃ とを加へて熱す。	黄色結晶。可溶。	染色。試薬。
K ₃ Fe(CN) ₆ (383頁)	フェリシアン化カリウム (赤血鹽) (— Ferricyanide)	黄血鹽溶液にCl ₂ を通ず。	赤色結晶。可溶。	染色。試薬。
K ₂ CrO ₄ (393頁)	クロム酸カリウム (— Chromate)	FeO·Cr ₂ O ₃ にK ₂ CO ₃ 及び酸化劑を加へて熱す。	黄色結晶。可溶。	試薬。
K ₂ Cr ₂ O ₇ (394頁)	重クロム酸カリウム (— Dichromate)	K ₂ CrO ₄ に酸を加ふ。	赤色結晶。可溶。酸化作用強し。	酸化劑。染色。顔料。
KMnO ₄ (399頁)	過マンガン酸カリウム (— Permanganate)	MnO ₂ にKOHと酸化劑とを加へて熱したるものを水に入れCO ₂ を通ず。	黒紫色固体。可溶。酸化作用を呈す。	酸化劑。試薬。

12. **アルカリ金属** ナトリウム, カリウムの外, リチウム (Li), ルビジウム (Rb), セシウム (Cs) の五元素を総稱してアルカリ金属と名づく。此等の元素及び化合物は次の通性を有す。

- (1) 金属は烈しく水を分解して水素を驅出し, 白らは水酸化物となり,
- (2) 酸化物はよく水に溶解して水酸化物となり,
- (3) 水酸化物は水に溶解して強アルカリ性を呈し,
- (4) 鹽類は炭酸鹽, 硫酸鹽, 硝酸鹽, 鹽化物等殆ど總て水に溶解し,
- (5) イオンは無色一價にして,
- (6) 焰色反應は夫々特異 (Na 黄, K 紫, Li 紅, Rb 赤, Cs 青) なり。

13. **問題** 1.* カリウムとナトリウムとの性質の異同を問ふ。

- 解** 類似せる點
1. 銀白色の軟かなる且融解し易き金属にして比重1より小なること。
 2. 酸化し易く水の存在に於て其作用強烈なること。
 3. 鹽素と直接に化合すること。
 4. 酸化物及び鹽類は水に可溶なること。
 5. 只一種の一價の無色イオンを生ずること。

- 異なる點
1. カリウムはナトリウムよりは水を烈しく分解すること。
 2. カリウムの焰色反應は紫色, ナトリウムのは黄色なること。
 3. カリウム=イオンは PtCl_6^{4-} 及び酒石酸イオンによりて沈澱するも, ナトリウム=イオンには此性なきこと。
 4. カリウムの炭酸鹽は潮解し硝酸鹽は潮解せざるも, ナトリウムの炭酸鹽は風化し硝酸鹽は潮解すること。

2. アルカリ金属とアルカリ土金属とを比較せよ。

- 解** 共通なる點
1. 金属は水を分解すること。
 2. 水酸化物は水に溶解してアルカリ性を呈すること。
 3. 鹽化物, 硝酸鹽の水に溶解すること。
 4. 特有の焰色反應を呈すること。
 5. イオンの無色なること。

- 異なる點
1. 水酸化物の溶解度はアルカリ金属の方大なること。
 2. 炭酸鹽及び硫酸鹽はアルカリ金属のは可溶, アルカリ土金属のは不溶なること。
 3. 焰色反應の色は夫々異なること。

3.* 苛性加里, 炭酸加里の製法性質を問ふ。 (495 頁)

4.* 水にカリウムを作用せしめたる液に鹽素を作用せしむれば如何なる物質を生ずるか。且其性質用途をとけ。 (497 頁)

5.* 硝化とは何ぞ。

解 アムモニア化合物が硝化バクテリアの作用により硝酸に變ずる變化なり。

6.* チリ硝石より硝石を製するときの反應を説明し, 且硝石の性質, 効用を述べよ。 (502 頁)

7.* ハロゲン化加里, シヤン化加里の製法, 性質, 用途。 (499 頁)

8.* 灰汁がアルカリ性反應を呈する理由。

解 含有する炭酸加里の加水分解による。 (501 頁)

9. 水酸化カリウムの水溶液より其結晶を得る能はざる理由。

解 水酸化カリウムの飽和水溶液より發する蒸氣壓が一氣壓より小なるを以て空氣中に於て水酸化カリウムの溶液を熱して水を蒸發せしむるも之を飽和溶液に至る迄濃厚にすること能はざればなり。

10.* アルカリ鹽類中にて普通にナトリウム鹽よりもカリウム鹽の多く用ひらるゝもの三種を挙げよ。

解 鹽素酸加里, 臭化加里, 硝量加里

11. 苛性加里の10瓦を製せんには何程の炭酸加里及び水酸化カルシウムを要するか。

解 $K_2CO_3 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + 2KOH$ より求むべし。

答 K_2CO_3 , 12.3瓦, $Ca(OH)_2$, 6.6瓦。

12. 智利硝石100貫より得らるる硝石の重量如何。又此際要する鹽化カリウムの重量を求む。

答 KNO_3 , 119貫, KCl 87.6貫。

13. 硝石100貫中の窒素の量如何。 答 13.8貫

14.* 木灰5瓦より灰汁100c.c.を造り、其20c.c.を中和するに濃度 $\frac{1}{10}$ モルの鹽酸15c.c.を要したり。木灰100分中に於ける炭酸加里の量を計算せよ。

解 方程式 $K_2CO_3 + 2HCl = 2KCl + CO_2 + H_2O$ により、

鹽化水素2モルは炭酸加里の1モルを中和するを知る。今使用したる鹽酸中には鹽化水素の $\frac{1}{10} \times \frac{15}{1000}$ モルを含むが故に、灰汁20c.c.中の炭酸加里の量は $\frac{1}{10} \times \frac{15}{1000} \times \frac{1}{2}$ モルにして、100c.c.中の量は此5倍なり。これ即ち木灰5瓦中に存在する炭酸加里の量なるべきにより、其1モル $K_2CO_3 = 138$ 瓦より、求むる値は次の如し。

$$138瓦 \times \frac{1}{10} \times \frac{15}{1000} \times \frac{1}{2} \times 5 \times \frac{1}{5瓦} \times 100 = 10.4\%$$

答 10.4%

15.* 火薬を造るべき硝石、硫黄、木炭の重量比を求め、且其150瓦が爆發して生成する氣體の500°, 1氣壓の下に於ける體積を計算せよ。

解 方程式 $2KNO_3 + S + 3C = 3CO_2 + N_2 + K_2S$

$$\frac{202瓦}{202瓦} : \frac{32瓦}{32瓦} : \frac{36瓦}{36瓦} = \frac{3CO_2 + N_2}{4 \times 22.4立} + K_2S$$

火薬.....202 + 32 + 36 = 270

硝石..... $100 \times \frac{202}{270} = 74.8\%$ 硫黄..... $100 \times \frac{32}{270} = 11.9\%$

木炭..... $100 \times \frac{36}{270} = 13.3\%$

體積..... $22.4立 \times 4 \times \frac{150}{270} \times \left(1 + \frac{500}{273}\right) = 141立$

故に若し火薬の比重を1と假定するも體積は

$$141立 + 0.15立 = 940(立)$$

に膨脹し、密閉したる場所に於ては940氣壓を生ずるなり。

第三節 アムモニウム基

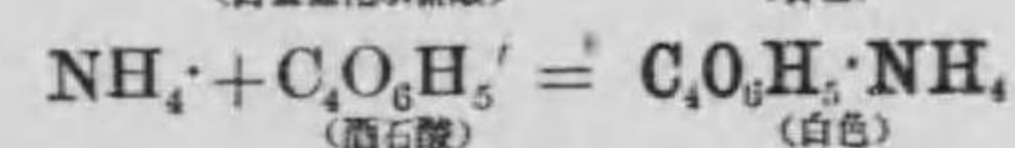
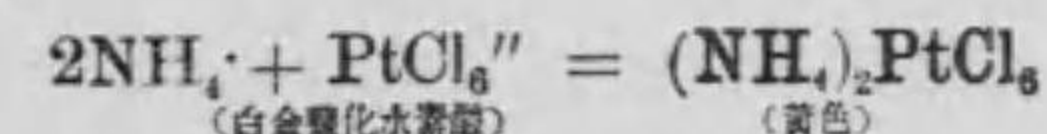
1. **アムモニウム** $[NH_4]$ アムモニウム基は遊離して存在することなしと雖も其諸性質甚だカリウムに類似し、水銀に



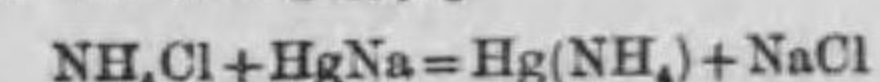
第167圖—アムモニウムアマルガム(A)及び之を水に入れたる状態(1)。

溶解して光輝あるアムモニウム=アマルガムを生ずるのみならず、カリウム化合物と之に相應するアムモニウム化合物は其組成、晶形其他化學的諸性質に於てよく相似たり。

2. **アムモニウム=イオン** $[NH_4^+]$ アムモニウム=イオンは一價の陽イオンにして色なく、白金鹽化水素酸により黄色沈澱を生じ、酒石酸により白色沈澱を析出することカリウム=イオンに異ならず。

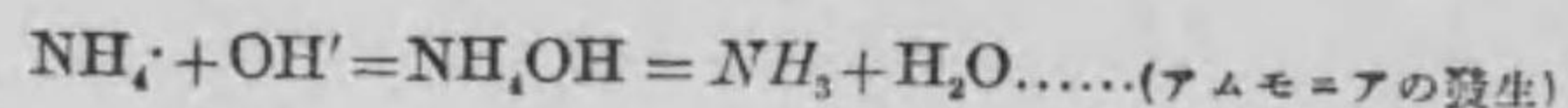


(1) 鹽化アムモニウムの濃厚なる溶液にナトリウム=アマルガムを作用せしむるときはアムモニウムアマルガムを生ず。



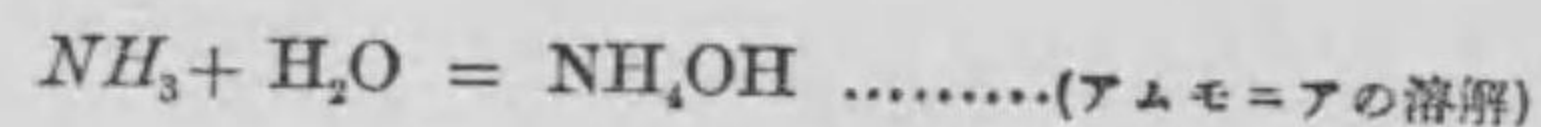
然れども之を放置すればアムモニウムと水素とに分解し大に膨れ上る(上圖)。

アムモニウム=イオンをカリウム=イオンより區別すべき反應は、鹽基(水酸イオン)と共に熱すれば分解してアムモニアを發生し、



ネスレル氏試薬⁽²⁾に逢ひ黄褐色の沈澱を析出するにあり。而して又アムモニウム鹽は特異の焰色反應を呈することなし。

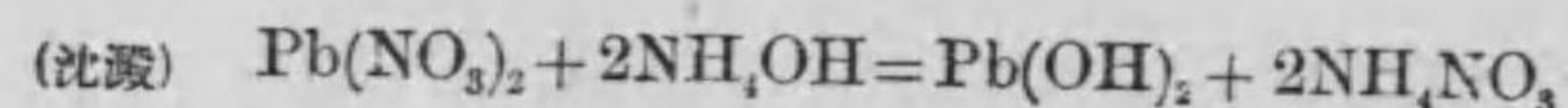
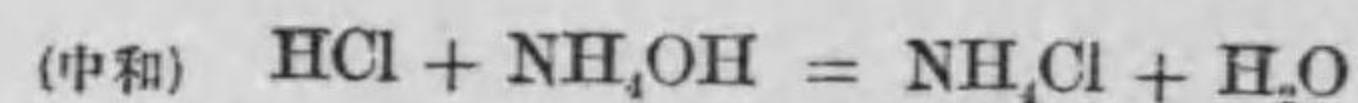
3. **水酸化アムモニウム** $[\text{NH}_4\text{OH}]$ ⁽³⁾ 《製法》水は常溫に於て凡そ 800 倍に相當する體積のアムモニアを吸收して稍其體積を膨脹す(第 64 頁)。之れ次の反應によりて水酸化アムモニウムを生じたるによる。



《性質》水酸化アムモニウムは甚だ不安定にして、水溶液中に於てのみ存在し、常に $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ なる分解を起してアムモニアの臭氣を放ち、又多少電離してアムモニウム=イオンと水酸イオンとを生ず。



《用途》此物はアムモニウム鹽の原料となし、又水酸イオンに基づき酸の中和、水酸化金属の沈澱等に用ひらる。

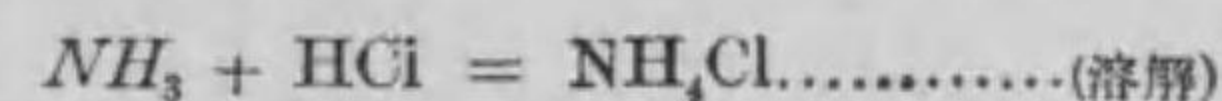


4. **鹽化アムモニウム** $[\text{NH}_4\text{Cl}]$ 《製法》アムモニアを

⁽²⁾ ネスレル試薬 $\text{NH}_4\text{OH} + 2\text{HgI}_2 + 3\text{KOH} = (\text{NH}_4)_2\text{HgI}_4 + \text{HgO} + 3\text{KI} + 3\text{H}_2\text{O}$
(黄色沈澱)

⁽³⁾ アムモニア水及び鹽化アムモニウムにつきては第 64 頁、第 66 頁を参照すべし。

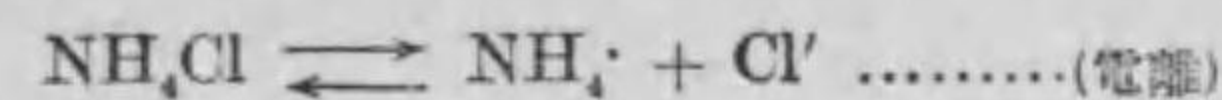
鹽酸に吸收せしむれば鹽化アムモニウムを生ずるを以て、



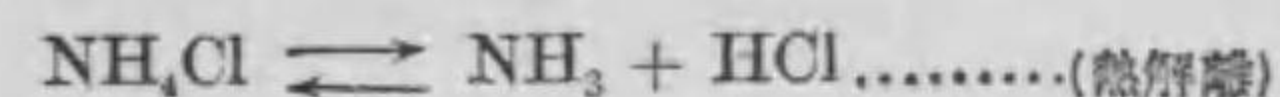
此液を蒸發乾固して後昇華せしむ。

之に要するアムモニア瓦斯は石炭瓦斯製造の副産物たるアムモニア液(257 頁)に石灰乳を加へ煮沸して發生せしむるなり(201 頁)。

《性質》鹽化アムモニウムは俗に硝砂と稱せらる。食鹽に似たる白色結晶をなし、3 倍量の水に溶解し、著しき鹹味を呈す。

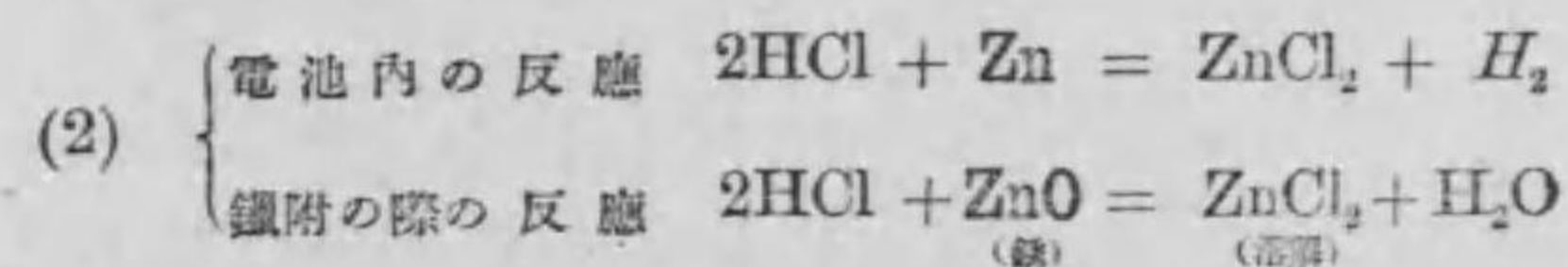
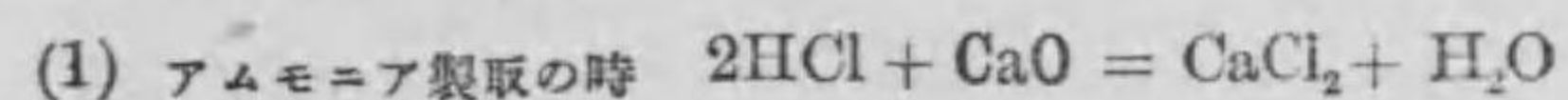


此鹽を熱すれば融解せずして鹽化水素とアムモニアに分解し、冷ゆれば再び化合して鹽化アムモニウムに復す。



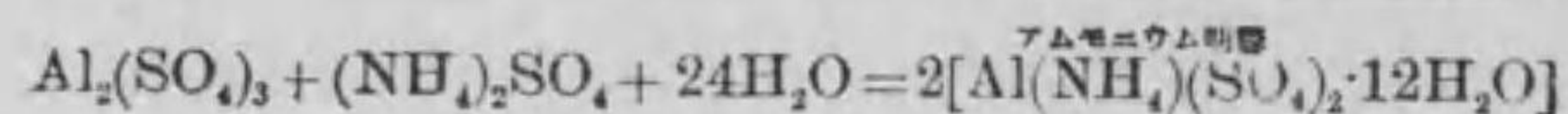
之れその昇華精製法に適する所以なり。

《用途》鹽化アムモニウムの用途は鹽化水素とアムモニアとに分解し易き性を利用せるものにして、例へば (1) 之を熱して分解生成せる鹽化水素の方を生石灰に吸收せしむればアムモニアを得べく、(2) 鹽化水素の方が金属或は其酸化物を溶解する性に基き之を電池に用ひ或は鑲付すべき金属表面に塗附せらる。



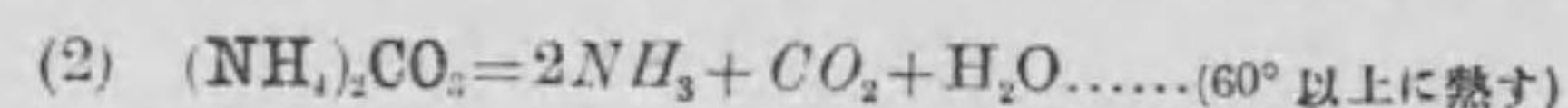
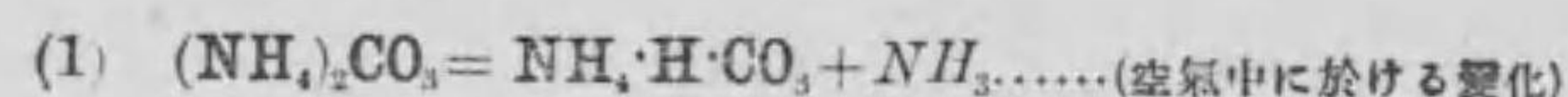
5. **爾餘のアムモニウム鹽** **硫酸アムモニウム**

$[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4]$ はアムモニアを硫酸に導きて製せらるる稜柱状の無色鹽にして、水に溶解し易く、硫酸アルミニウムと合して明礬を生ず。



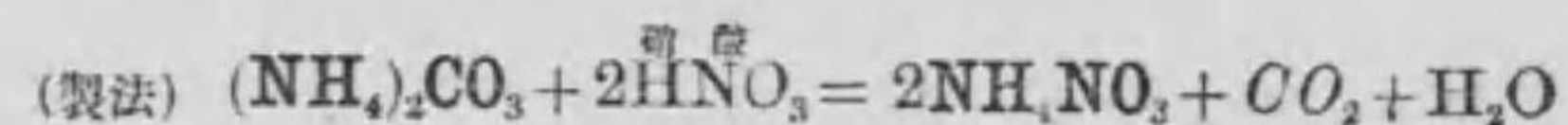
硫酸アムモニウムは肥料となし、或はアムモニウム化合物の原料となす。

炭酸アムモニウム $[(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3]$ は可溶性の白色鹽にして、硫酸アムモニウムと炭酸カルシウムとを混じて灼熱し、水を以て浸出して製す⁽⁴⁾。此鹽は(1)アムモニアの臭氣を放ち次第に變化して酸性炭酸アムモニウムとなり、(2)熱すれば無水炭酸、アムモニア及び水に分解す。

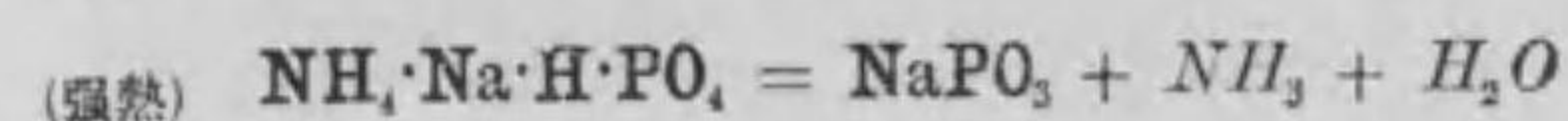
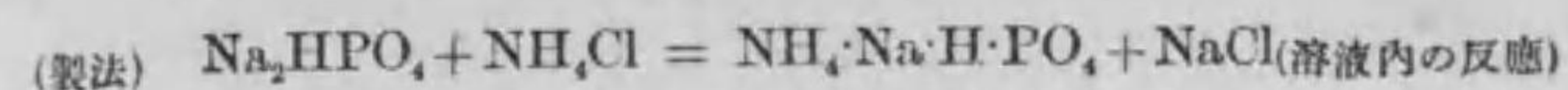
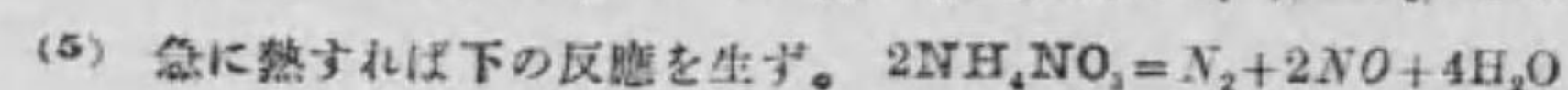
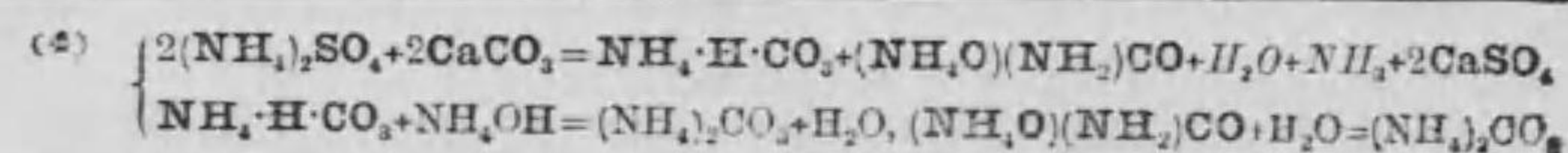


第二の變化は麵麩を膨らましむるために利用せらる。

硝酸アムモニウム $[\text{NH}_4\text{NO}_3]$ は炭酸アムモニウムに硝酸を加へて製せらるる無色稜柱狀の結晶にして、よく水に溶解し、熱すれば分解して亞酸化窒素を發生す⁽⁵⁾ (第203頁)。



磷鹽 $[\text{NH}_4 \cdot \text{Na} \cdot \text{H} \cdot \text{PO}_4]$ は磷酸水素二ナトリウム^(即ち通常の磷酸ナトリウム)に鹽化アムモニウムを加へたる溶液を蒸發して得らるる結晶鹽にして、白金線の端の小環に附着せしめて強熱すれば硝子様の**メタ磷酸ナトリウム** $[\text{NaPO}_3]$ を生ず (第488頁)。

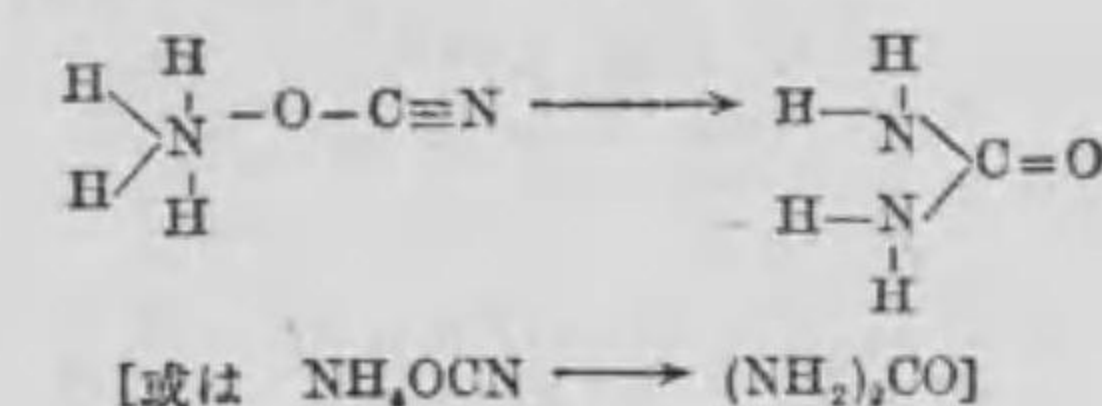


メタ磷酸ナトリウムは酸化金属を熔融して着色するが故に、磷鹽は礬砂と同様の目的に供せらる (第235頁)。

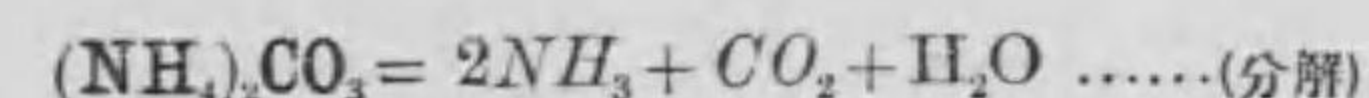
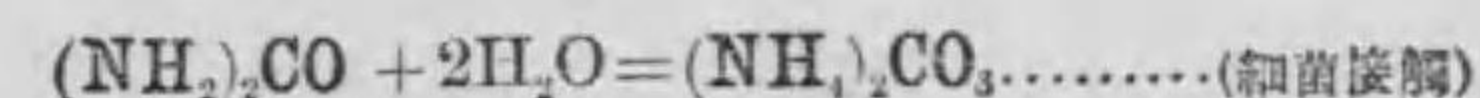
6. 尿素 $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ 《製法》硫酸アムモニウムの水溶液にシアン酸カリウム $[\text{KOCN}]$ ⁽⁶⁾の溶液を加へて蒸發すれば、シアン酸アムモニウムを生ず。



然れども此物質は甚だ不安定なるが故に、ここに生成するや否や直に構造の變化を起して尿素となる⁽⁷⁾。



《性質》⁽⁸⁾尿素は無色針狀の結晶をなし、水によく溶解し、細菌の接觸作用を受け水と化合して炭酸アムモニウムに變じ、更に分解してアムモニアを發生す。



(6) シアン酸カリウムはシアン化加里を鉛丹と共に熱して酸化せしめて製す。



(7) 此變化は1828年獨逸のWöhler氏29歳の時行へる實驗にして、生物體内に生ずる物質を人造せる最初の實驗として有名なるものなり。

(8) 尿より尿素を製せんには尿を蒸發濃厚ならしめ、硝酸を加へ生ぜる硝酸尿素を築め、炭酸バリウムと共に熔融す。

尿素は尿の凡そ3%を成し、上の分解を惹起しアムモニアを経て、遂に硝酸鹽となり以て肥料の効を奏するに至る。

7. 摘要 アムモニウム基 NH_4 , 1價.

化学式	名 稱	製 法	性 質	用 途
(NH_4)	アムモニウム基 (Ammonium)	—	遊離せず。アマルガムを生ず。カリウムに相当する化合物を造る。	—
NH_4^+	アムモニウム =イオン (— Ion)	NH_4 化合物の 溶解。	無色、一價。 PtCl_6^{2-} により沈澱す。ネスレル試薬を赤褐色に変ず。	—
NH_4OH	水酸化 アムモニウム (— Hydroxide)	NH_3 を水に導く。	無色溶液。アルカリ性を呈す。熱すれば分解す。	試薬。アムモニウム鹽の原料。
NH_4Cl	鹽化アムモニウム (硝 砂) (— Chloride)	NH_3 を HCl 溶液に導く。	白色可溶結晶。昇華す。熱分離す。	アムモニア製造。電池。鑛附。
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	硫酸アムモニウム (— Sulphate)	NH_3 を H_2SO_4 中に導く。	白色可溶性結晶。複鹽を造る。	肥料。複鹽の製造。炭酸アムモニウムの原料。
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	炭酸アムモニウム (— Carbonate)	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ を CaCO_3 にて處理す。	白色結晶。可溶。分解してアムモニアを發す。	細胞の製造。
NH_4NO_3	硝酸アムモニウム (— Nitrate)	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ に HNO_3 を加ふ。	潮解性結晶。熱すれば N_2O を發す。	N_2O の製造。
$\text{NH}_4 \cdot \text{Na} \cdot \text{HPO}_4$	燐 鹽 (Microcosmic Salt)	Na_2HPO_4 に NH_4Cl を加ふ。	白色結晶。熔融すれば NaPO_3 となり。酸化金属を融合して着色す。	分析用。
$(\text{NH}_2)_2\text{CO}$	尿 素 (Urea)	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ に KOCN を加ふ。	無色結晶。加水分解して NH_3 を生ず。	肥 料。

8. 問題 1. アムモニウムとアルカリ金属とを比較すべし。

解 同一なる點 (1) アマルガムを生ず。(2) 水酸化物はアルカリ性を呈す。(3) 鹽類は無色或は可溶性の同形結晶なり。

異なる點 (1) アムモニウムには焰色反應なし。(2) アムモニウムの水酸化物を熱すれば完全に分解す。

2.* アムモニウム鹽よりアムモニアを製する方法及びアムモニアをアムモニウム鹽となす法如何。

解 アムモニウム鹽に水酸化アルカリ(苛性加炭、苛性ソーダ、消石灰)を加へて熱すればアムモニアを發生し、

$$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} = \text{NH}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$$
 アムモニウム鹽はアムモニアを酸に導きて得らる。

$$\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$$

3.* 水酸化アムモニウムに鹽酸、硫酸、硝酸を作用せしめたる時に起る變化を方程式にて示せ。(510 頁)

4.* 炭酸ガスを (イ) 水酸化ナトリウム、(ロ) 水酸化アムモニウム、(ハ) 水酸化カルシウムに通じたる時生ずる反應、物質の名稱、分子式及び構造式を記せ。

解 (イ) 反應 $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 生成物 炭酸ナトリウム Na_2CO_3 , $\begin{matrix} \text{Na}-\text{O} \\ | \\ \text{Na}-\text{O} \end{matrix} \text{C}=\text{O}$

(ロ) 反應 $\text{NH}_4\text{OH} + \text{CO}_2 = \text{NH}_4 \cdot \text{HCO}_3$

生成物 酸性炭酸アムモニウム NH_4HCO_3 , $\begin{matrix} \text{NH}_2-\text{O} \\ | \\ \text{H}-\text{O} \end{matrix} \text{C}=\text{O}$

(ハ) 反應 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

生成物 炭酸カルシウム CaCO_3 , $\text{Ca} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{O} \end{matrix} \text{C}=\text{O}$

5.* 次の變化を方程式にて示せ。

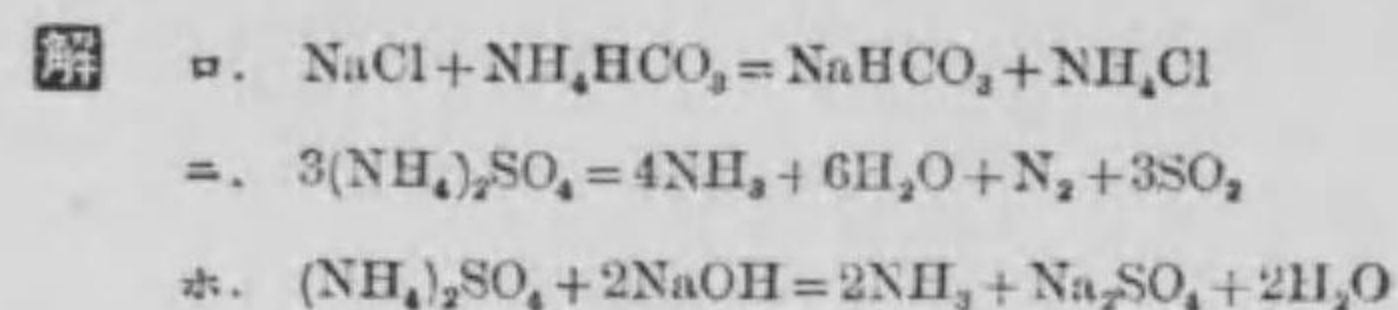
イ. 硝酸アムモニウムを熱したる時, (512 頁)

ロ. 食鹽水に重炭酸アムモニウムを加へたる時, (482 頁)

ハ. 硫酸アムモニウムに硫酸アルミニウムを加へて其溶液を蒸發したる時, (512 頁)

ニ. 硫酸アムモニウムを熱したるとき,

ホ. 硫酸アムモニウムの溶液に苛性曹達を加へて熱するとき。

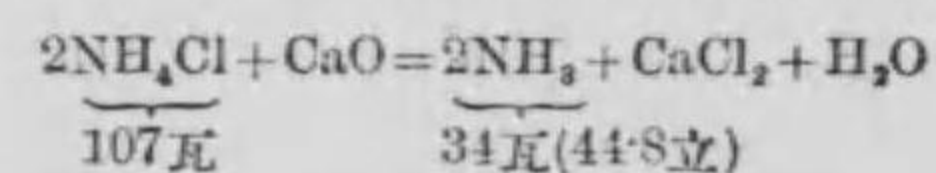


6. 尿素の製法及び性質を述べよ。 (513 頁)

7.* アムモニア水を以て 1 庇の純硫酸を中和すれば幾何瓦の硫酸アムモニウムを生ずるか。 答 1.4 庇

8.* 鹽化アムモニウム 50 瓦を石灰を以て分解しアムモニアを製せんとす。此時得らるべき氣體の體積は溫度 17°, 壓 754 耗に於て幾立なるか。又この氣體を悉く 1 庇の水に吸収せしむるとせば幾%のアムモニア水を得べきか。

解 鹽化アムモニウムの石灰にて分解せらるるときには次の關係あり。



故に鹽化アムモニウム 50 瓦より得べきアムモニアの體積は標準狀況に於ては

$$44.8\text{立} \times \frac{50}{107} = 20.93\text{立}$$

之を 17°, 754 耗の時に改算せば

$$20.93\text{立} \times \frac{273+17}{273} \times \frac{760}{754} = 22.41\text{立}$$

同してアムモニアの重量は

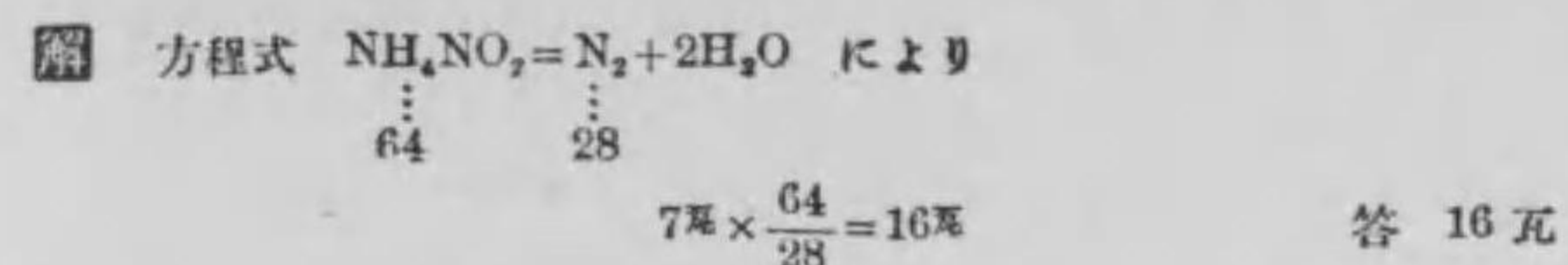
$$50\text{瓦} \times \frac{34}{107} = 15.9\text{瓦}$$

にして、之を 1 庇の水に吸収せしむれば

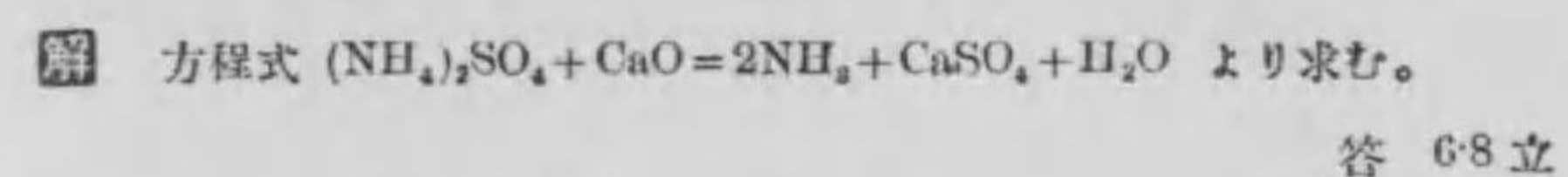
$$\frac{15.9}{1000+15.9} \times 100 = 1.56\%$$

のアムモニア水を得。 答 22.41 立, 1.56%

9.* 窒素 7 瓦を得んには亞硝酸アムモニウムの幾瓦を熱すべきか。



10.* 硫酸アムモニウム 20 瓦を生石灰と共に熱して生ずるアムモニアの體積を求む。



11.* 硫酸アムモニウムと智利硝石との肥料的價値は其等の含有する窒素の量に因るといふ。然らば兩者の肥料的價値を數量的に比較せよ。

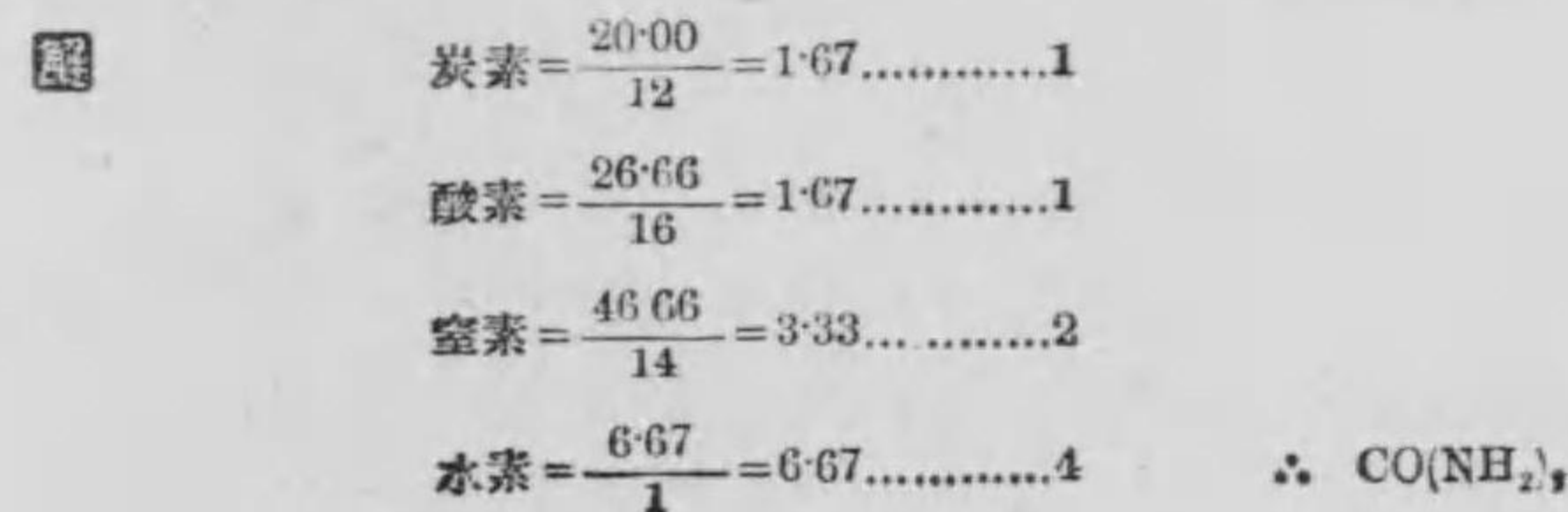
解 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 132$ 中に $2\text{N} = 28$ あるを以て、窒素の割合は $28/132$ なり、又 $\text{NaNO}_3 = 85$ 中に $\text{N} = 14$ あるを以て、窒素の割合は $14/85$ なり。

故に硫酸アムモニウムと智利硝石との窒素の量の比は

$$\frac{28}{132} : \frac{14}{85} \quad \text{即ち } 85 : 66 \quad \text{答 } 85 : 66$$

12.* 次の重量組成を有する物質の實驗式を問ふ。

窒素 46.66, 水素 6.67, 炭素 20.00, 酸素 26.67



第四

元素結論

第一章 金屬の摘要⁽¹⁾

1. **金屬及び其化合物の一覽表** 以上攻究し來りし金屬及び其化合物の種類を一括すれば、次の表に示すが如し。⁽²⁾ 但し表中の化學式を太字, 並字, 斜字にて區別せるは是等が水に夫々溶けざるか, 溶け易きか, 或は稍溶くるかを表はせるなり。

一	元素	比重	融點	記號	原子價	単イオン ⁽³⁾ (色)	錯イオン ⁽³⁾ (複イオン)(色)
金族	金 ^(黄)	19.3	1032°	Au	1,3	Au ⁺ (黄)	AuCl ⁺ (黄)
	白金 ^(白)	21.4	1750°	Pt	2,4	Pt ⁺ (黄)	PtCl ⁺ (黄)
銅族	銀	10.5	1000°	Ag	1	Ag ⁺ (無)	Ag(CN) ₂ ⁻ (無)
	水銀	13.6	-38.9°	Hg	1,2	Hg ⁺ Hg ²⁺ (無)	—
	銅 ^(黄赤)	8.9	1050°	Cu	1,2	Cu ⁺ (無)	Cu(CN) ₂ ⁻ (無)
鐵族	鐵	7.8	1600°	Fe	2,3	Fe ⁺ , Fe ²⁺ (無)	Fe(CN) ₆ ³⁻ (淡黄)
	クロム	6.8	3000°	Cr	2,3	Cr ³⁺ (黄)	Fe(CN) ₆ ⁴⁻ (淡赤)
	マンガン	7.0	1245°	Mn	2,3	Mn ²⁺ (淡紅)	CrO ₄ ²⁻ (黄)
	ニッケル	8.9	1500°	Ni	2	Ni ²⁺ (淡紅)	Cr ₂ O ₇ ²⁻ (赤)
	コバルト	8.5	1500°	Co	2	Co ²⁺ (淡)	MnO ₄ ⁻ (紫)
錫族	錫	7.3	235°	Sn	2,4	Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺ (無)	—
	鉛	11.4	326°	Pb	2	Pb ²⁺ (無)	—
	着鉛	9.9	270°	Bi	3	Bi ³⁺ (無)	—
亜土族	亜鉛	7.2	418°	Zn	2	Zn ²⁺ (無)	ZnO ₂ ²⁻ (無)
	マグネシウム	1.75	750°	Mg	2	Mg ²⁺ (無)	—
	アルミニウム	2.6	700°	Al	3	Al ³⁺ (無)	AlO ₂ ³⁻ (無)
アル土カ族	カルシウム	1.83	760°	Ca	2	Ca ²⁺ (無)	—
	ストロンチウム	2.5	—	Sr	2	Sr ²⁺ (無)	—
	バリウム	3.75	—	Ba	2	Ba ²⁺ (無)	—
アル族カ	ナトリウム	0.97	97.5°	Na	1	Na ⁺ (無)	—
	カリウム	0.87	62.5°	K	1	K ⁺ (無)	—
	(アムモニウム)	—	—	(NH ₄)	1	NH ₄ ⁺ (無)	—

(1) 本章は第三編の複習の爲めに設けたるなり。
 (2) 普通講究する金屬及び其化合物の種類は凡そ 200 種許なり。
 (3) 別圖溶液の色参照。
 (4) 金屬元素及び化合物の色を附記せざるは白色又はそれに近きものなり。

元素	酸化物 (O)	水酸化物 (OH)	硫化物 (S)	鹽化物 (Cl)	硝酸鹽 (NO ₃)
金	—	—	—	AuCl AuCl ₃ (黄)	—
白金	—	—	—	PtCl ₄ (白)	—
銀	(Ag ₂ O) (灰)	—	Ag ₂ S (黒)	AgCl	AgNO ₃
水銀	HgO (赤)	—	HgS (赤)	HgCl HgCl ₂ CuCl	HgNO ₃ Hg(NO ₃) ₂
銅	Cu ₂ O, CuO (赤赤) (黒)	Cu(OH) ₂ (黄)	Cu ₂ S, CuS (黒)	CuCl ₂ (黄)	Cu(NO ₃) ₂ (黄)
鐵	(FeO), Fe ₂ O ₃ (黒)	Fe(OH) ₂ (淡緑)	FeS, FeS ₂ (黒)	FeCl ₂ (淡緑)	Fe(NO ₃) ₂ (淡)
クロム	Fe ₂ O ₃ (黄赤)	Fe(OH) ₃ (黄)	—	FeCl ₃ (黄)	—
マンガン	Cr ₂ O ₃ (緑)	Cr(OH) ₃ (緑)	—	CrCl ₂ (黄緑)	—
ニッケル	MnO ₂ (黒)	Mn(OH) ₂ (淡紅)	MnS (淡紅)	MnCl ₂ (淡紅)	Mn(NO ₃) ₂ (淡紅)
コバルト	NiO (黒)	Ni(OH) ₂ (緑)	NiS (黒)	NiCl ₂ (緑)	Ni(NO ₃) ₂ (緑)
錫	SnO (黄赤)	—	SnS (黒)	SnCl ₂ SnCl ₄	—
鉛	PbO, PbO ₂ (淡黄) (黒)	Pb(OH) ₂	PbS (黒)	PbCl ₂	Pb(NO ₃) ₂
着鉛	Pb ₂ O ₃ (赤)	Bi(OH) ₃	(Bi ₂ S ₃) (黒)	—	Bi(NO ₃) ₃
亜鉛	ZnO	Zn(OH) ₂	ZnS (白)	ZnCl ₂	Zn(NO ₃) ₂
マグネシウム	MgO	Mg(OH) ₂	—	MgCl ₂	Mg(NO ₃) ₂
アルミニウム	Al ₂ O ₃	Al(OH) ₃	—	AlCl ₃	—
カルシウム	CaO	Ca(OH) ₂	CaS (黒)	CaCl ₂	Ca(NO ₃) ₂
ストロンチウム	SrO	Sr(OH) ₂	—	SrCl ₂	Sr(NO ₃) ₂
バリウム	BaO, BaO ₂	Ba(OH) ₂	—	BaCl ₂	Ba(NO ₃) ₂
ナトリウム	Na ₂ O ₂	NaOH	Na ₂ S (黒)	NaCl	NaNO ₃
カリウム	KO ₂	KOH	K ₂ S (黒)	KCl	KNO ₃
(アムモニウム)	—	NH ₄ OH	(NH ₄) ₂ S (黒)	NH ₄ Cl	NH ₄ NO ₃ (NH ₄ NO ₂)

元 素	炭 酸 鹽 (CO ₃)	硫 酸 鹽 (SO ₄)	其 他 の 鹽 (I, Br, CN, Cr ₂ O ₇ , MnO ₄ , C ₂ H ₃ O ₂ 等)	複 鹽, 錯 鹽
金	—	—	—	HAuCl ₄ (黄), KAu(CN) ₂ NaAuCl ₄ (黄赤)
白金	—	—	—	H ₂ PtCl ₆ , K ₂ PtCl ₆ , (黄赤) PtCl ₄ (赤黄) (NH ₄) ₂ PtCl ₆ (赤黄) BaPt(CN) ₄ (黄)
銀	—	Ag ₂ SO ₄	AgI, AgBr (黄) (黄赤)	KAg(CN) ₂
水銀	—	Hg ₂ SO ₄ HgSO ₄	—	—
銅	CuCO ₃ ?	CuSO ₄ (黄)	Cu(C ₂ H ₃ O ₂) ₂ (黄) CuCO ₃ ·Cu(OH) ₂ (黄赤)	KCu(CN) ₂
鐵	FeCO ₃	FeSO ₄ (淡綠) Fe ₂ (SO ₄) ₃ (黄)	Fe(C ₂ H ₃ O ₂) ₂ (黄) K ₂ CrO ₄ , PbCrO ₄ (黄) (黄赤) K ₂ Cr ₂ O ₇ (赤)	K ₄ Fe(CN) ₆ , FeK(SO ₄) ₂ (黄) (淡紫) K ₃ Fe(CN) ₆ (赤) CrK(SO ₄) ₂ (黄赤)
クロム	—	Cr ₂ (SO ₄) ₃ (黄)	—	—
マンガン	MnCO ₃ (淡紅)	MnSO ₄ (淡紅)	KMnO ₄ (紫)	—
ニッケル	NiCO ₃ (綠)	NiSO ₄ (綠)	—	NiSO ₄ (NH ₄) ₂ SO ₄ (綠)
コバルト	CoCO ₃ (桃)	CoSO ₄ (桃)	—	—
錫	—	—	—	—
鉛	PbCO ₃	PbSO ₄	2PbCO ₃ ·Pb(OH) ₂ Pb(C ₂ H ₃ O ₂) ₂	—
蒼鉛	—	—	Bi(OH) ₃ NO ₃	—
亜鉛	ZnCO ₃	ZnSO ₄	—	—
▼グネシウム	MgCO ₃	MgSO ₄	—	—
アルミニウム	—	Al ₂ (SO ₄) ₃	Na ₃ AlO ₃	KAl(SO ₄) ₂ , Al ₂ Si ₂ O ₇ , NH ₄ Al(SO ₄) ₂ , AlF ₃ ·3NaF
カルシウム	CaCO ₃	CaSO ₄	Ca ₃ (PO ₄) ₂ , Ca(HCO ₃) ₂ , CaH ₂ (PO ₄) ₂ , CaF ₂	—
ストロンチウム	SrCO ₃	SrSO ₄	—	—
バリウム	BaCO ₃	BaSO ₄	—	—
ナトリウム	Na ₂ CO ₃	Na ₂ SO ₄ NaHSO ₄	Na ₂ SO ₃ , Na ₂ HPO ₄ , Na ₂ S ₂ O ₃ , Na ₂ B ₄ O ₇ , KBr, KI, KClO ₄	—
カリウム	NaHCO ₃ K ₂ CO ₃	K ₂ SO ₄ KHSO ₄	KCN, KSON NH ₄ NaHPO ₄ (NH ₄) ₂ CO	—
(アムモニウム)	(NH ₄) ₂ CO ₃ NH ₄ HCO ₃	(NH ₄) ₂ SO ₄	—	—

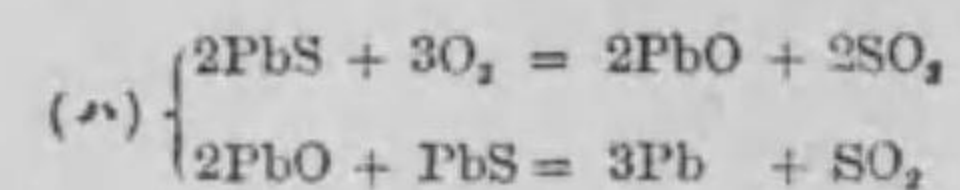
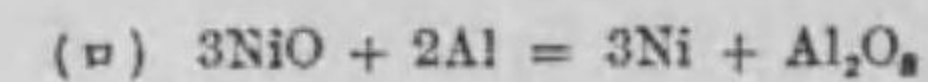
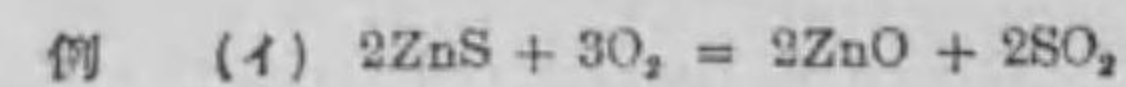
2. **金屬の産出** 金屬は天然に遊離状態をなすものありと雖も、概ね酸化物、硫化物或は鹽類となりて産出す。其等の中、金屬の冶金に供せらるる原鑛は、

- (1) 遊離するもの Au Pt (稀に Cu) Bi
- (2) 酸化物 Cu₂O Fe₂O₃ Fe₃O₄ Cr₂O₃ MnO₂ SnO₂ Al₂O₃
- (3) 硫化物 Cu₂S CuFeS₂ Ag₂S HgS NiS CoS ZnS PbS
- (4) 鹽類 FeCO₃ ZnCO₃ MgCl₂ H₂(NiMg)SiO₄ CaCl₂
SrCl₂ BaCl₂ NaCl KCl

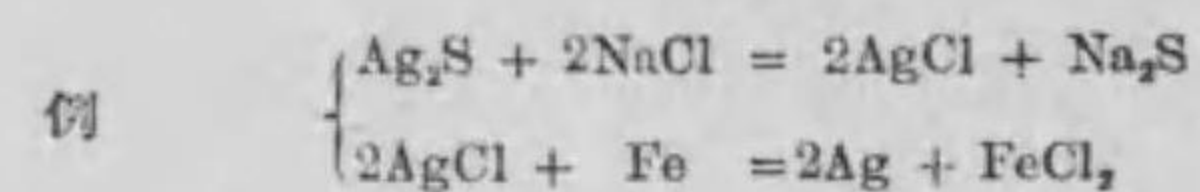
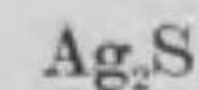
3. **金屬の冶金** 上の鑛石より金屬を遊離せしむるに次の方法による(第370頁参照)。

- (1) 遊離するものを捕集して精製するもの,
Au Pt Bi
- (2) 酸化物を炭素によりて還元せしむるもの,
Cu₂O Fe₂O₃ SnO₂ Al₂O₃ (炭素還元)
例 Fe₂O₃ + 3C = 2Fe + 3CO
- (3) 酸化物をアルミニウムを用ひて還元せしむるもの,
Cr₂O₃ MnO₂
例 Cr₂O₃ + 2Al = 2Cr + Al₂O₃
- (4) 硫化物を焼きて分解せしむるもの,
Hg
例 HgS + O₂ = Hg + SO₂
- (5) 硫化物を焼きて酸化物となし、(イ)炭素にて還元するもの、
(ロ)アルミニウムにて還元するもの、(ハ)其金屬の硫化物にて還元するもの、

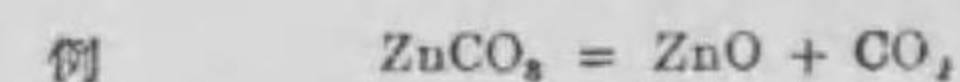
(イ) ZnS PbS (ロ) NiS CoS (ハ) Cu₂S PbS



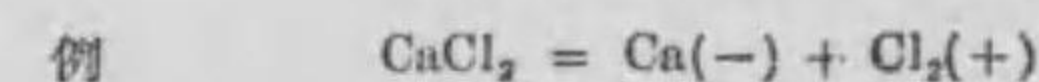
(6) 硫化物を鹽化物に變じ、鐵により金屬を游離せしむるもの、



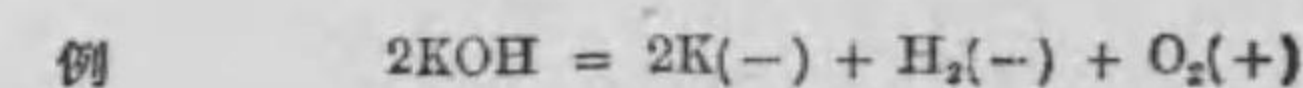
(7) 炭酸鹽を燒きて酸化物となし、炭素にて還元するもの、



(8) 鹽化物を電解するもの、



(9) 水酸化物を電解するもの、



4. 金屬の物理的性質 (I) 色

(イ) 銀白色 Ag Hg Mg Ca K Na

(ロ) 帶青白色 Ni Co Sn Pb Zn Al

(ハ) 灰白色 Pt Fe Cr

(ニ) 赤或は黄色 Au(黄) Cu(帶赤黄) Mn, Bi(帶赤灰) Ba, Sr(帶黄白)

(2) 展延性・強靱性 金屬を此の性質の大小の順に次第すれば次の如し。

(イ) 展性 Au(¹/₁₀₀₀の厚さまで) Ag Al Cu Sn Pt Pb Zn Fe Ni

(ロ) 延性 Pt(¹/₁₀₀₀の厚さまで) Au Ag Al Cu Fe Ni Zn Sn Pb

(ハ) 強靱性 Fe(¹/₁₀₀₀の厚さまで) Cu Pt Ag Au Al Zn Pb

(3) 傳導性 金屬を熱及び電氣の傳導度の大小に従つて排列すれば次に示すが如し。

傳導性 Ag Cu Au Al Zn Pt Sn Fe Pb Hg

(4) 硬さ 金屬には銅の如き硬さあり、ナトリウムの如き小刀にて容易に切り得るものあり。其大小の順序凡そ次の如し。

硬さ Fe(鋼) Ni Pt Cu Al Ag Zn Au Sn Pb Na K

(5) 融點・沸點 水銀は常溫に於て唯一の液體をなせる金屬にして、ナトリウムは熱湯の溫度にて熔融すべく、錫は炭火にて熔け、白金は酸水素燐に逢ひて漸く融解す。而して金屬の沸點は一般に甚だ高し。然れども次表中比較的沸點低き水銀より亞鉛迄の金屬は蒸溜して製せらる。

融點 Hg(-39°) K(62°) Na(98°) Sn(230°) Bi(270°) Pb(326°)
Zn(418°) Al(700°) Mg(750°) Ag(1000°) Au(1062°) Cu(1050°)
Ni(1500°) Fe(1600°) Pt(1770°)

沸點 Hg(360°) K(720°) Na(878°) Zn(950°) Mg(1100°)
Sn(1500°) Pb(1525°) Au(2530°)

(6) 比重⁽⁵⁾ 金屬は其比重の4以下なると、以上なるとに區別し、前者を輕金屬と稱し、後者を重金屬と稱す。比重の順序に金屬を列擧すれば、

(5) 概價(1立方センチ) Pt(2600圓) Au(1390) Ag(33) Hg(3) Ni(1.65) Sn(1.35)
(1900年檢數にて) Ni(1.00) Al(0.70) Cu(0.6) Zn(0.23) Pb(0.15) Fe(0.03)

(軽金属) K(比重0.87) Na(0.97) Mg(1.75) Al(2.6)

(重金属) Cr(6.8) Mn(7.0) Zn(7.2) Sn(7.3) Fe(7.8) Ni(8.9)

Cu(8.9) Ag(10.5) Pb(11.4) Hg(13.6) Au(19.3) Pt(21.4)

(7) 原子熱 金属の一瓦原子量を温度1°上昇せしむるに要する熱量は金属の種類に拘らず6.4カロリー内外なり。此6.4を原子熱と稱し、此事實を発見者の名に因みて Dulong-Petit の定律と稱す。此定律によれば或る金属の1瓦を温度1°高むるに要する熱量即ち比熱は、6.4を其原子量にて除したる商に等しかるべければ、反對に原子量未知の元素の原子量は其比熱を測定することにより推定するを得べきなり。

原子量の概値 = 6.4 / 比熱

(8) 合金 金属を相互に融合せしめたるものには、或は化合物と見做し得るものあり、又混合物と見做し得るものあり。是等を主なる性質につき分類せば下の如し。

(イ) 硬度を利用するもの。鋼(鐵と炭素、クロム、マンガン、ニッケル) 細工用の金銀(銅との合金) 銃彈(鉛と砒素)。

(ロ) 融解し易き性を利用するもの。融金(着鉛、鉛、錫、カドミウム) 真鍮(銅と亜鉛) 唐金(銅と錫) 白鐵(錫と鉛)。

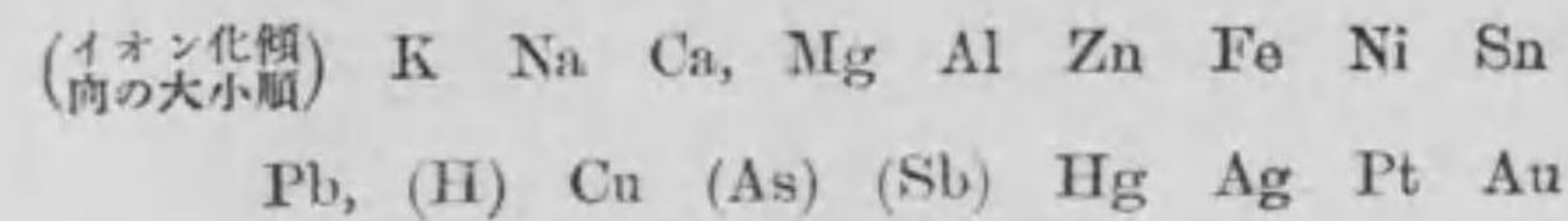
(ハ) 色澤を利用するもの。真鍮 唐金 錫アマルガム(錫、水銀) 四分一(銅と銀) 洋銀(亜鉛、ニッケル、銅) 赤銅(銅、金、銀) アルミ(銅、アルミニウム)。

(9) 此定律は又他の固體非金属にも適合す。但し何れの場合に於ても原子量30以上の元素に限らる。

- (一) (1) 凝固するとき膨脹するもの。活字金(鉛、アンチモン、錫)。 (2) 熱により伸縮せざるもの。インバル(鐵、ニッケル)。 (3) 軽くして強靱なるもの。マグナリウム(マグネシウム、アルミニウム)

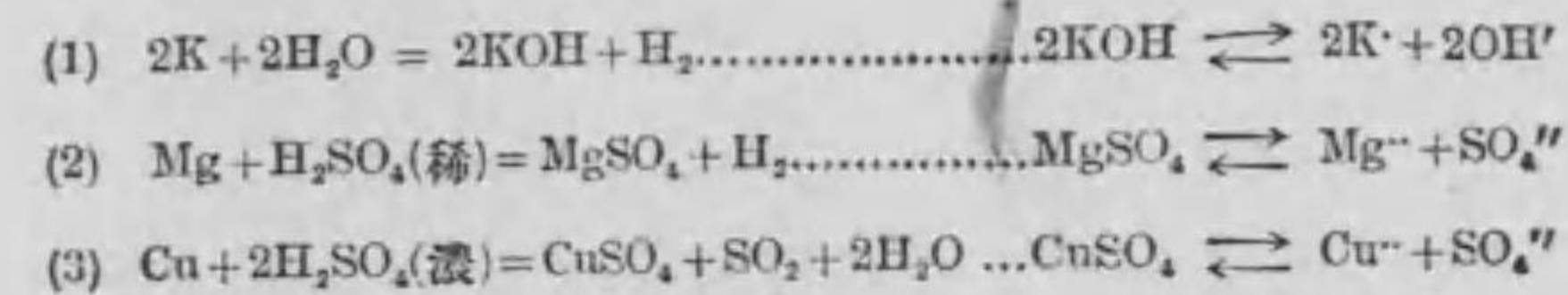
5. 金属の化學的性質 (1) イオン化傾向 金属は

一般に陽イオンに變化せんとする傾向を有するものにして(332頁)、此傾向はアルカリ族最も大に、金族最も小なり。次に諸金属につきイオン化傾向を比較せんに、

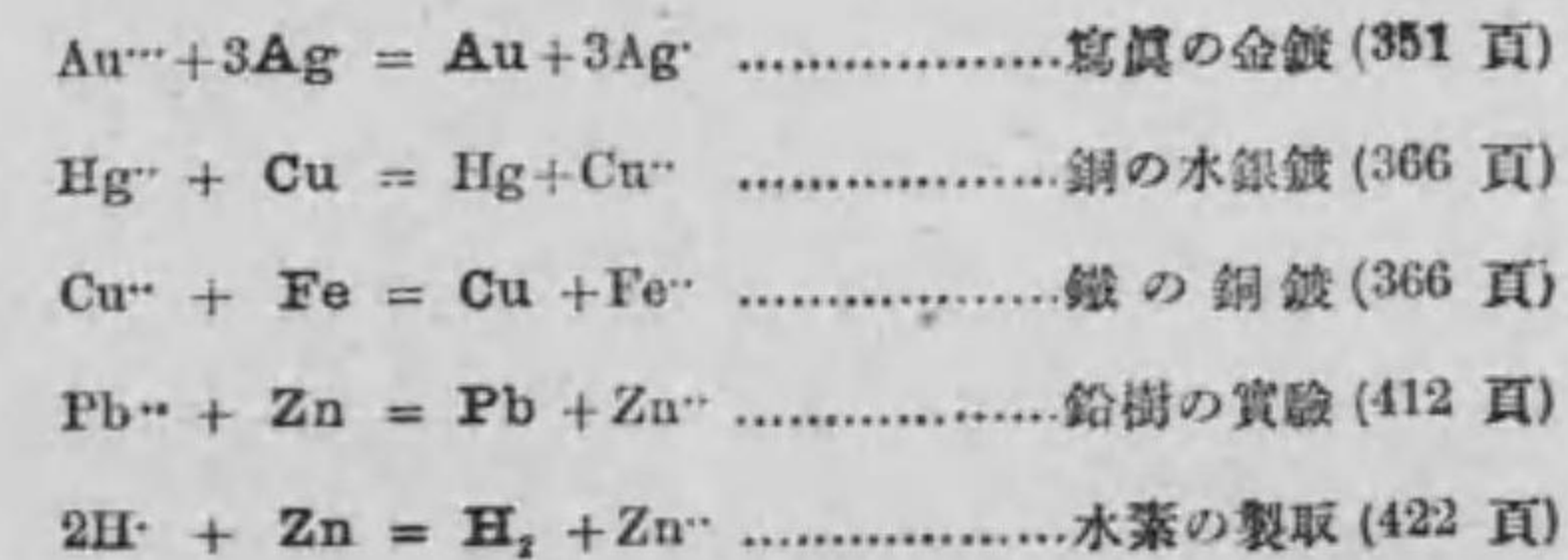


この表の中上位にあるものは次位のものよりイオン化し易く、

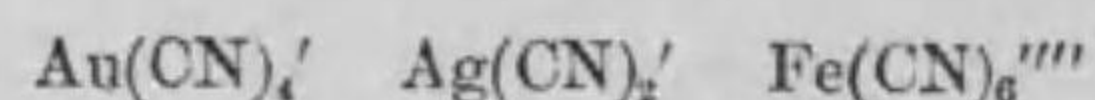
- (1) K-Ca の間の金属は常温に於て水に溶解してイオンとなり、 (2) Mg-Pb の間の金属は稀薄なる酸類に溶解してイオンとなり、 (3) Cu-Au の間の金属は酸化作用を呈する酸類に作用せられ初めてイオンに變ず。例へば、



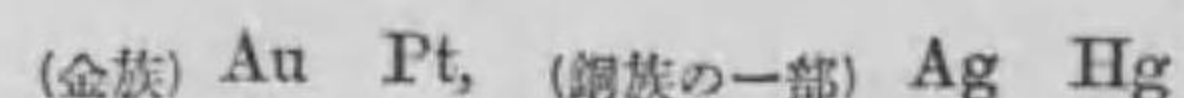
而して上位の金属は又下位の金属イオンを其溶液より驅出して自らイオンに變ず。例へば、



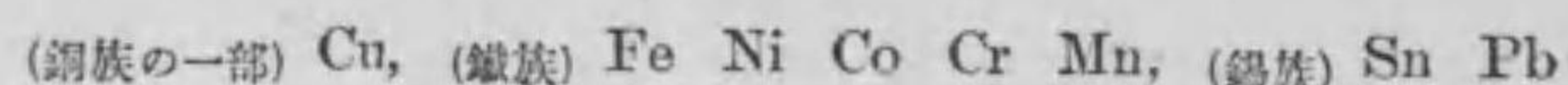
金属イオンは屢々他の非金属イオンと化合し種々の錯イオンを生ず。錯イオンの多くは陰イオンなり。例へば



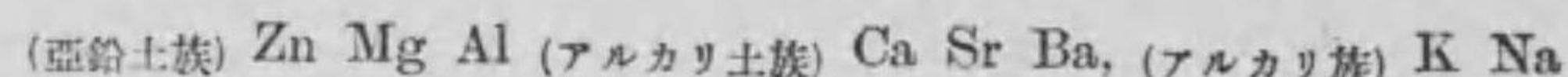
(2) 酸素に対する作用 (イ) 空気中に於て熱するも全く酸化せざるもの、或は酸化し難きもの、



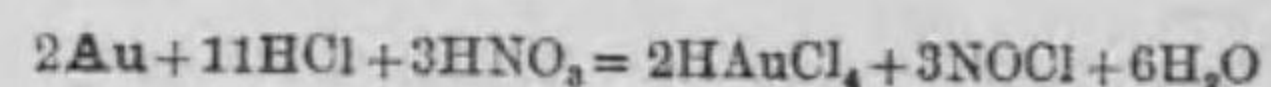
(ロ) 空気中に於て徐々に酸化し、熱するときは容易に酸化するもの、



(ハ) 空気中に於て酸化し、熱するときは劇しく燃焼するもの、

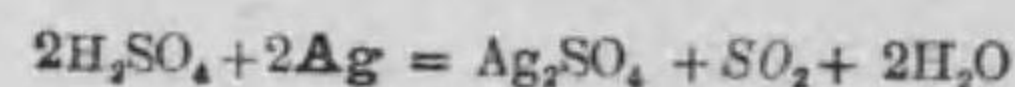
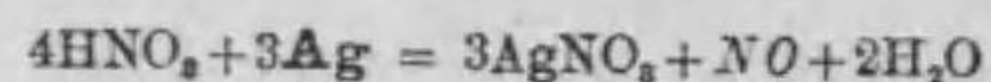


(3) 酸類に対する作用 (イ) 金族元素(Au, Pt)は王水中の發生機の鹽素に侵さるのみ。



(ロ) 銅族元素(Ag, Hg, Cu)は酸化剤の作用を受けて酸に溶解す。

従つて酸化作用を呈する酸即ち濃硝酸、熱濃硫酸に溶解し、同時に酸の還元によりて生ぜる氣體(NO, SO₂)を發生すべし、



(ハ) 鐵族(Fe), 亜鉛族, 土族(Zn, Mg, Al), 及び錫族(Sn)の元素は概ね稀薄なる酸に溶解して水素を發生せしむ。但し是等の族の中にて此性に乏しきものなしとせず。

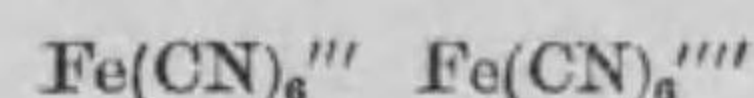
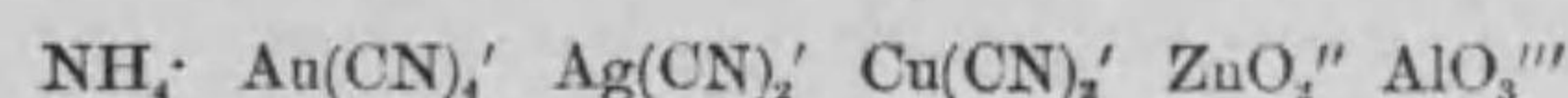
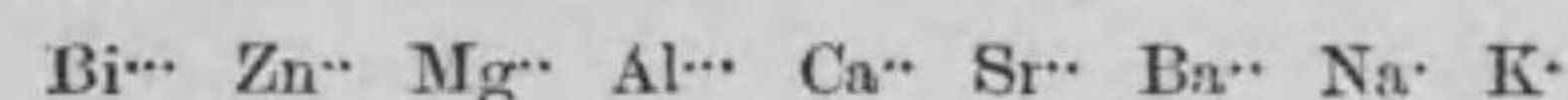


(ニ) アルカリ土族(Ca, Sr, Ba)及びアルカリ族(K, Na)の元素は水に溶解す。

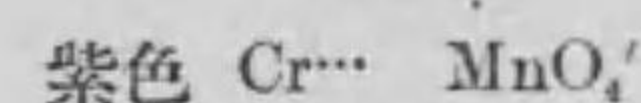
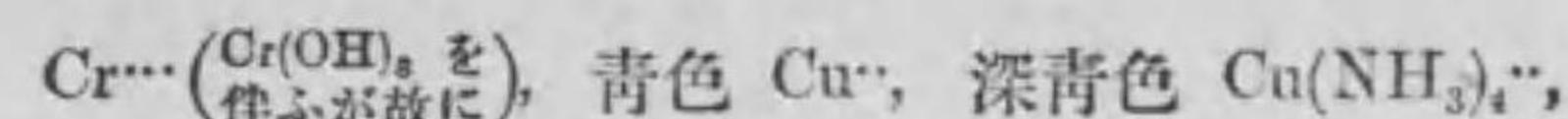
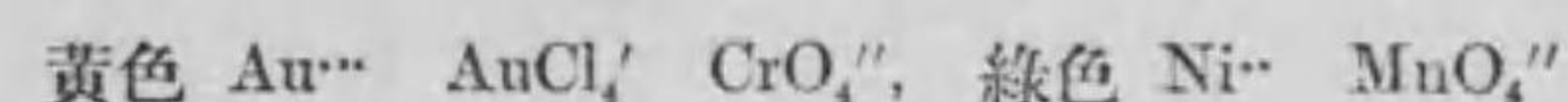


6. 金属化合物の特性 1. イオンの色(着色調)。

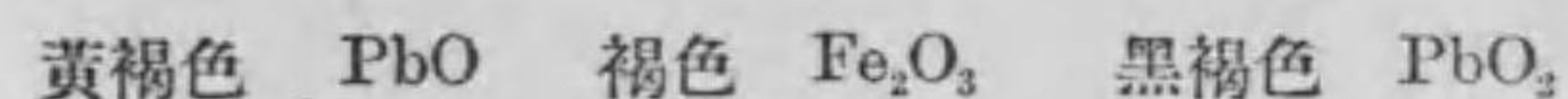
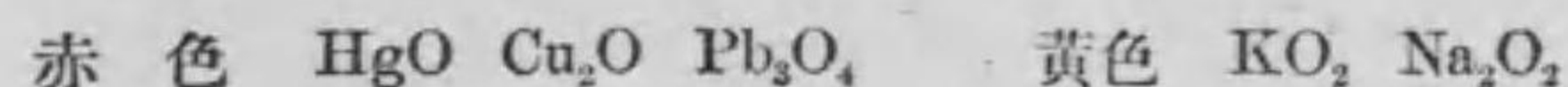
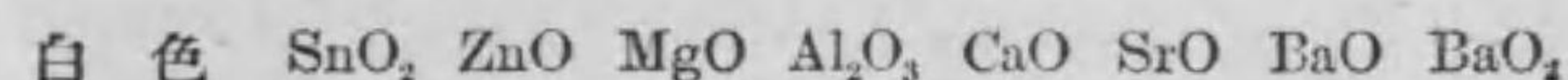
(イ) 無色(或は殆んど無色) Ag⁺ Hg⁺ Hg²⁺ Fe²⁺ Fe³⁺ Sn²⁺ Sn⁴⁺ Pb²⁺



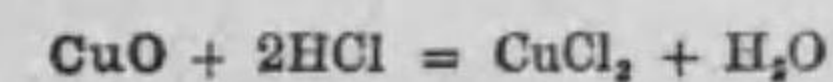
(ロ) 有色 桃色 Co²⁺, 肉色 Mn²⁺, 赤褐色 Cr₂O₇²⁻, 褐色 PtCl₆²⁻,



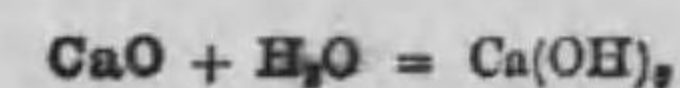
2. 酸化物 (イ) 金属酸化物の天然に産するものは微細結晶をなすも、人工のものは粉末状をなすを常とす。而して色は白色のもの最も多く、呈色するものも亦尠しとせず。



(ロ) 酸化物は任意の酸類に溶解す。但し酸化アルミニウム(強熱したるもの及び天然に産するもの)は例外なり。



(ハ) アルカリ土族及びアルカリ族の酸化物は水に溶解して水酸化物となる。

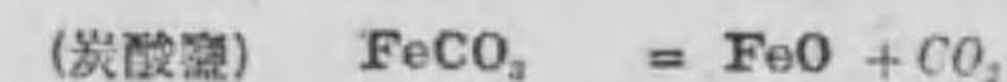
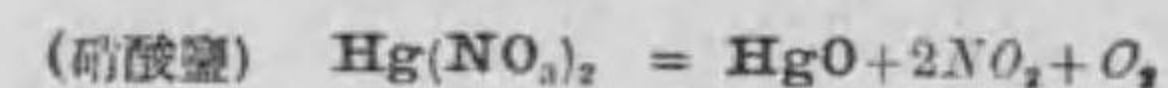
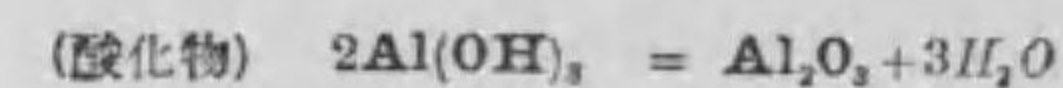
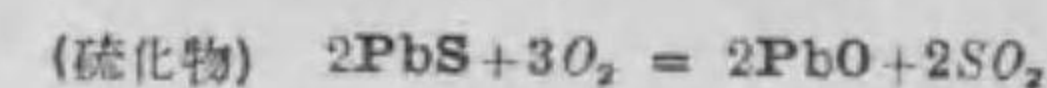
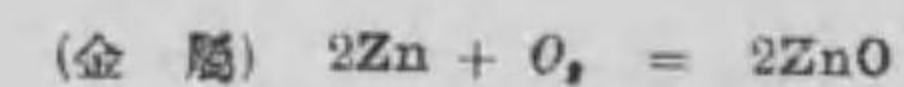


(=) 酸化物は概ね炭素(木素, アル)によりて還元するを得べし。



(ホ) 酸化物は金属の硫化物を燃焼するか、又は水酸化物、炭酸鹽、

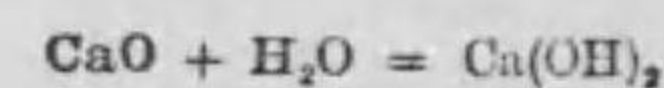
硝酸鹽を灼熱して製せらる。



3. 水酸化物 金属の水酸化物即ち鹽基は鹽類の水溶液に水酸化アルカリを加へて製せらる。



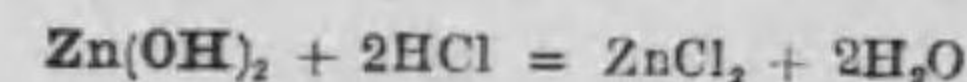
但しアルカリ土金属及びアルカリ金属の水酸化物は其酸化物を水に加へて製するを得。



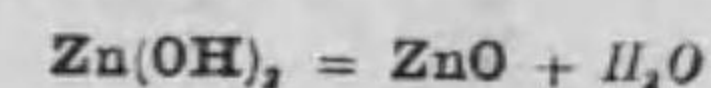
水酸化物は概ね白色無定形にして、アルカリ金属の水酸化物 [KOH, NaOH] は極めてよく水に溶解し、アルカリ土金属の水酸化物 [Ca(OH)₂, Ba(OH)₂] は僅かに溶解し、其他の金属水酸化物は殆んど不溶なるか、或は全く不溶なり。而して上の可溶性の水酸化物はアルカリ性を呈し、



溶解せざる酸化物と雖も、酸を中和して鹽を生ず。



アルカリ族及びアルカリ土族以外の金属水酸化物は灼熱により水分を放出して酸化物に變ず。



4. 硫化物 (イ) 硫化物は概ね黑色なり。ZnS の白色, MnS の肉色 (Sb₂S₃ は橙色, As₂S₃ 黄色) なるは例外なり。

(ロ) 硫化物の溶解性は次の如し。

a. 水に溶解するもの。アルカリ族 (Na, K)

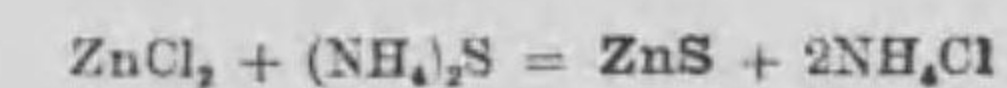
b. 薄き酸に溶解するもの。鐵族 (Fe, Ni, Co, Mn) 亞鉛族 (Zn)

c. 薄き酸に溶解せざるもの。

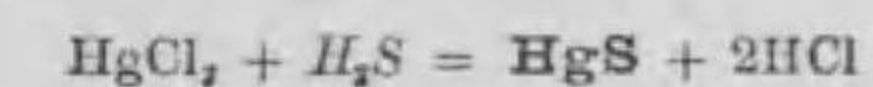
銅族 (Cu, Hg, Ag) 錫族 (Sn, Pb, Bi, Cd)

故に (a) の金属化合物は硫化物となるも水溶液中に沈澱せず、

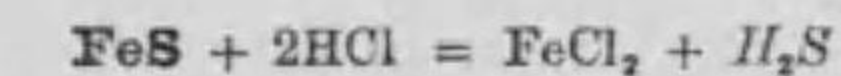
(b) は硫化アムモニウムによりて沈澱し、



(c) は硫化アムモニウム及び硫化水素によりて沈澱す。



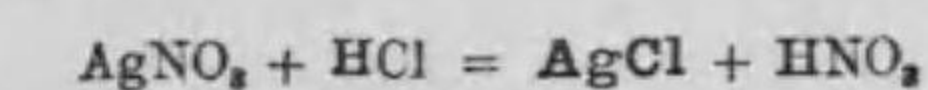
(ハ) 而して酸に可溶性の硫化物に酸を加ふれば、硫化水素を發生す。



(ニ) 一般に硫化物を焼くときは酸化物となる。

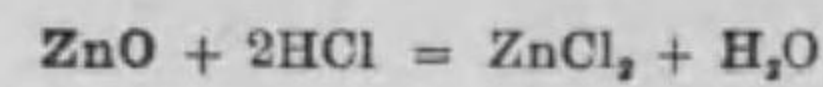


5. 鹽化物 鹽化物は概ね水に溶解し易く、水に溶解せざるは銀 (AgCl), 第一水銀 (HgCl), 鉛 (PbCl₂) の鹽化物に限らる。故に此三金属のみは其鹽類溶液に鹽化物の水溶液を加へ鹽化物として沈澱せしむるを得るなり。

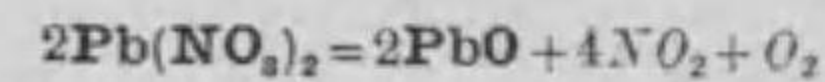


鹽化物は概ね白色或は無色の結晶をなす。されど金属イオンの有色なるものにあつては其鹽化物の色も亦イオンの色に似たり。

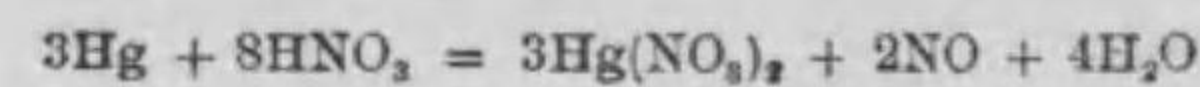
鹽化物を製するには金属或は其酸化物を鹽酸に溶解せしむるを常とす。



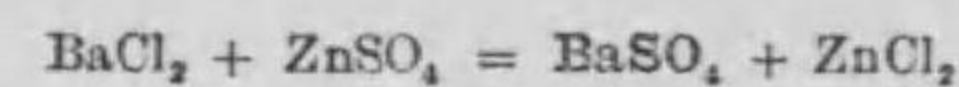
6. 硝酸鹽 硝酸鹽は總て水に溶解す。何れも結晶を形成し、イオンと同色なり。熱すれば概ね分解して酸化物を残留す。



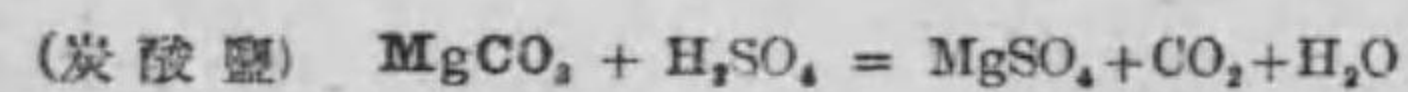
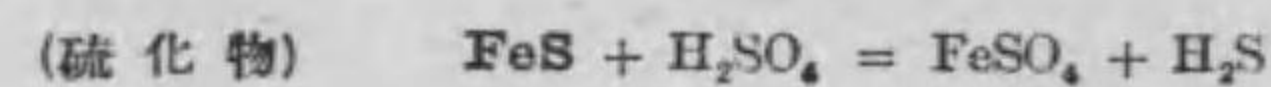
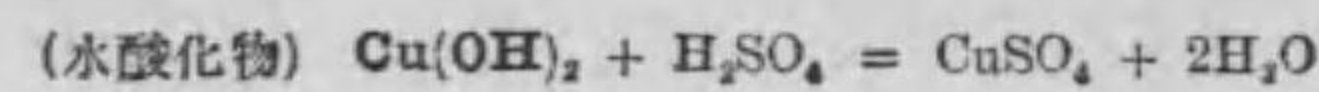
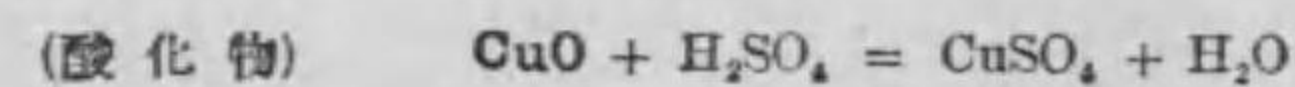
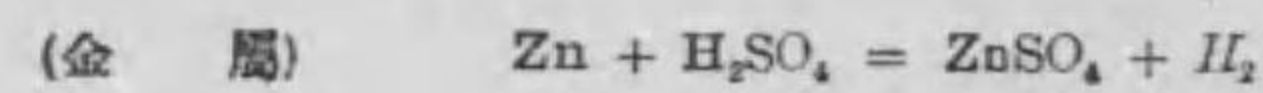
金属或は金属酸化物を硝酸に溶解して製す。



7. 硫酸鹽 硫酸鹽も亦よく水に溶解する結晶にして、アルカリ土金属の硫酸鹽(CaSO₄, SrSO₄, BaSO₄)のみは殆んど不溶なり。故に後者は鹽化物より可溶性の硫酸鹽によりて沈澱せしめらる。



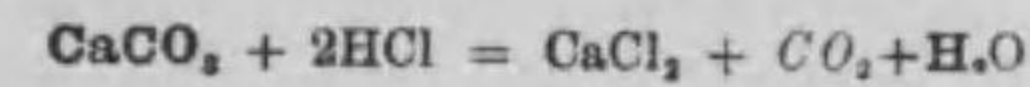
硫酸鹽を製するには硫酸に金属或は其化合物を作用せしむ。



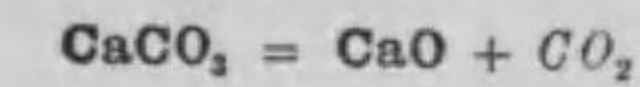
8. 炭酸鹽 炭酸鹽は水に溶解し難き固體にして、唯アルカリ金属の炭酸鹽(Na₂CO₃, K₂CO₃), アルカリ土金属の酸性炭酸鹽[Ca(HCO₃)₂, Ca(H₂FO₄)₂]のみは可溶なり。故に炭酸アルカリは種々の金属を炭酸鹽として沈澱せしむるに用ひらる。



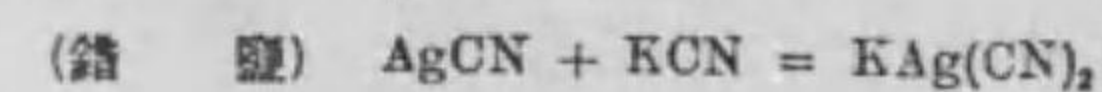
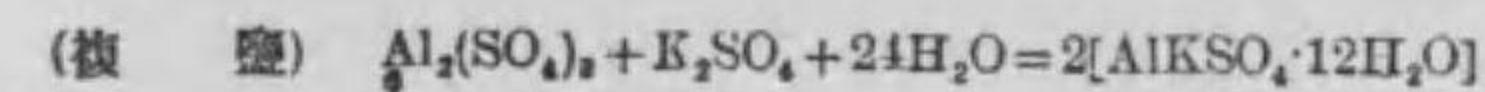
炭酸鹽は酸に容易に溶解して無水炭酸を發し、



灼熱すれば酸化物に變ず。但しアルカリ金属の炭酸鹽は例外なり。



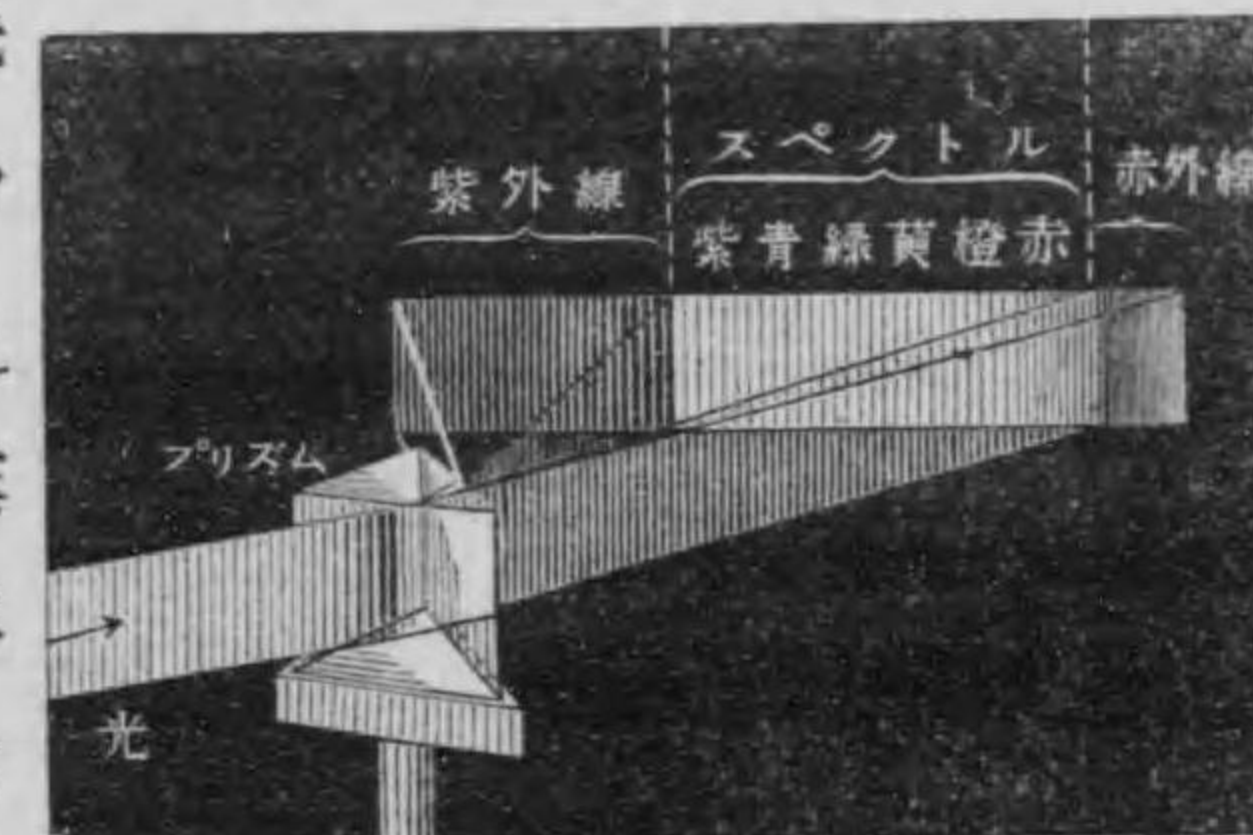
9. 複鹽・錯鹽 硫酸鹽には複鹽を造るもの多く、シヤン鹽には錯鹽を造るもの多し。而して是等の鹽は一般に二種の鹽の混合によりて得らる。



10. 焰色及び硼砂球の反應 金属の揮發性鹽類(主として鹽化物)の無色焰を着色する反應及び金属の不揮發性化合物(主に酸化物)が硼砂と融合して着色する反應次の如し(着色圖參照)。

焰色反應		硼砂球 (酸化焰による)	
Ca 赤黄色	Na 黄色	Cu 青綠色	Mn 紫色
Sr 深紅色	K 紫色	Co 青色	Fe 黄色
Ba 黄綠色	Cu 綠色	Ni 黄色	Cr 黄綠色

着色せる焰の發する光をプリズムを通過せしむる時は、數個の輝線より成れるスペクトルを生ず。而して輝線の位置は各元素につき固有なるを以て(着色反應圖參照)、スペクトルを檢して微量の元素をも檢出することを得べし。此方法をスペクトル分析と名づく。



第163圖—日光のスペクトル。

7. **問題** 1.* 原子熱とは如何。 (524 頁)

2.* 合金の性質をのべよ。 (524 頁)

3. 金屬の實用に供せらるる諸性質を述べ、且各實例をあげよ。

解 光澤(金, 銀) 展性(金, 銀, 銅, 錫, アルミニウム) 延性(白金, 銅, 鐵) 強靱性(鐵, 銅) 電導度(銅, 鐵, 白金) 熱傳導度(銅, 鐵, 銀) 硬軟性(鐵, 鉛) 融點の高低(白金, 錫) 比重の大小(白金, アルミニウム) 耐性(金, 白金, 錫, 亞鉛) 酸化性(カルシウム) 合金を造る性(銅, 水銀)

4. 金屬の製煉法を説明せよ。 (521 頁)

5. 白金の比熱は 0.032, 鐵の比熱は 0.114 なることより其等の原子量の概値を見出せ。

解 白金 $6.4 \div 0.032 = 200$
鐵 $6.4 \div 0.114 = 56$

答 { 200
56

6.* 下の金屬の名稱を問ふ。

- A. 最も展性延性に富むもの
- B. 最もよく熱及び電氣を導くもの
- C. 常溫にて水に作用するもの
- D. 高溫にて水を分解するもの
- E. 常溫にて液體なるもの
- F. アマルガムを生ぜざるもの

解 A. 金, 銀 B. 銀, 銅 C. ナトリウム, カリウム, カルシウム
D. 鐵, マグネシウム E. 水銀 F. 鐵, 鉛

7.* 次の物質を水に溶性のものと不溶性のものに區別せよ。

- A. 芒硝 B. 舍利鹽 C. 沃素 D. 硝石 E. 甘汞
- F. 黃血鹽 G. 鉛白 H. 石英 I. 亞鉛華

解 溶性のものは A, B, D, F にして他は不溶性なり。

8.* Cl' , S'' , SO_4'' により夫々沈澱する陽イオンを示せ。

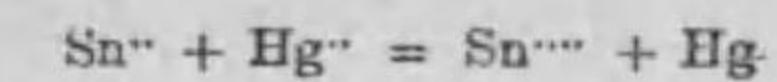
解 Ag^+ , Cu^{2+} , Ba^{2+}

9.* 次のイオンの色を示せ。 (527 頁)

Cl' NO_3' Cr_2O_7'' MnO_4'' SO_4'' Ca^{++} Ni^{++} K^+ Ag^+ Al^{3+}

10.* 廣義の酸化及び還元を例により説明すべし。

解 酸化とは陽イオンのイオン價の増加或は陰イオンのイオン價の減少にして、之に反する變化は還元なり。故に



に於ては錫は酸化し水銀は還元し、



に於ては鐵は酸化し鹽素は還元す。

11.* 次の反應をイオン式にて書き表はせ。

- A. 硝酸銀溶液に食鹽溶液を加へたる時、
- B. 苛性曹達に硫酸を加へたる時、
- C. 食鹽を水に溶解したる時、
- D. 醋酸鉛溶液に亞鉛を加へたる時、

解 A. $Ag^+ + Cl' = AgCl$ B. $OH' + H^+ = H_2O$
C. $NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl'$ D. $Pb^{2+} + Zn = Pb + Zn^{2+}$

12.* 次の物質に水を加へたる時生ずべきものの名稱及び分子式を記せ。

炭化カルシウム, ナトリウム, 五鹽化磷, 硫酸アルミニウム

13.* 金屬の純粹なる化合物にして其組成に無關係の通俗的の名稱を有するものをあげ、其化學式を附記すべし。