

萬 有 文 庫

第 二 集 七 百 種

王 雲 五 主 編

化 學 變 化 之 途 徑

(下)

竹 村 貞 二 著

楊 郁 著 誠 胎 譯

商 務 印 書 館 發 行

萬有文庫

第七集二第

著者 趙 錦  
五 雲 王

商務印書館發行

MG

0643.12

2

經 途 之 化 變 學 化

(下)

著 二 貞 村 竹

譯 賴 浩 芳 仁 楊 靜



3 2167 9084 4

書 院 小 學 升 格 自

## 四 鹽

(一) 因數分解 若以兩性氧化物之  $H_2O$  爲對象，遇較近於金屬之氧化物，則成鹽基，遇較近於非金屬之氧化物，則成酸類。而此等鹽基與酸，以中和反應，而成鹽類，已如前述。總之，不拘鹽基與酸，及由此等形成之鹽類，皆可分解成兩種要素：

鹽基  $\rightarrow$  金屬氧化物 +  $H_2O$  (非金屬氧化物)

酸  $\rightarrow H_2O$  (金屬氧化物) + 非金屬氧化物

鹽  $\rightarrow$  金屬酸化物 + 非金屬氧化物

此種要素，謂之因數，似非確當；惟該語在數學方面，習用已久，此處亦似適切者然。吾人一觀鹽基之姿，不特其主體金屬氧化物，理宜詳知，其參加水化反應之  $H_2O$  分子，亦實有分明之必要。又一見酸類，則宜立知其主體之非金屬氧化物外，其水化反應，所加  $H_2O$  分子，切實理解，實屬至要，而對



於各種鹽類，隨手應變，分成金屬氧化物，及非金屬氧化物，如何重要，非可言宣。此種分解，余（原著者）特名之曰：因數分解。按因數分解，在數學方面，含有重大意義，在余所主張之氧化物相互反應說方面，亦具重要性，自不待言。茲先從鹽基與酸之因數分解說明之，關於此點，對於氧化物一般式之理解，實較任何事項為必要，據余主張，



則理解至易。僅於各種元素之 2 原子上，加以  $O, O_2, O_3, O_4, O_5, O_6, O_7, O_8$  即可，然現在所稱為一般式者，僅取上式中之可以 2 除者，如  $RO, RO_2, RO_3, RO_4$  等式，且強人高唱，



等不合理論之方式，試問余之主張，有何不自然勉強之處，恐亦雖欲滔滔逞辯而無辭矣。此等一般式，係表明二元素化合之量比，已如前述，其為相互間之比較的重量比，自不待言。依此而論，其比例以簡單為善，是以雖有不能以 2 一律除盡之憾，應作  $R_2O_2$  之處則作  $RO$ ，應作  $R_2O_4$  之處，則作

$\text{RO}_2$  爲善， $\text{R}_2\text{O}_6$  之於  $\text{RO}_3$ ， $\text{R}_2\text{O}_8$  之於  $\text{RO}_4$ ，皆 1 而 11 而 1 者也。上述氧化物之一般式，實爲今日化學之發軔點，是以暫據此種原則，進行記述。惟吾人斷不可認爲各種元素所成之氧化物有限，一如屢述。元素依氧化反應，而成氧化物，再從此而生原子價之概念，各個元素，恰如天命所定之原子價概念，其化學範圍大受限制。例如  $\text{N}_2$  元素之原子價爲 1，卽示其氧化物除  $\text{N}_2\text{O}$  外，不能形成。 $\text{Cr}$  之原子價有 1、2 二種，卽表示其氧化物，僅有  $\text{Cr}_2\text{O}$ 、 $\text{Cr}_2\text{O}$  兩種而已。惟余（原著者）不願將化學如此限定，竊思各種元素，皆可視爲可生上述八種氧化物，依狀態之如何，安定者有之，不安定者亦有之，其較爲金屬元素，則成低級氧化物，較爲非金屬元素，概成高級氧化物。現不避重贅，對於各種元素，斷定生成  $\text{R}_2\text{O}$ 、 $\text{R}_2\text{O}_2(\text{RO})$ 、 $\text{R}_2\text{O}_3$ 、 $\text{R}_2\text{O}_4(\text{RO}_2)$ 、 $\text{R}_2\text{O}_5$ 、 $\text{R}_2\text{O}_6(\text{RO}_3)$ 、 $\text{R}_2\text{O}_7$ 、 $\text{R}_2\text{O}_8(\text{RO}_4)$  等物，關於此點雖似無關緊要，惟關係各元素之化學，探知其氧化物之如何，實屬至要，蓋此種物質爲鹽基或酸之主體反應之要素，勿容贅述故也。吾人皆知鹽基爲金屬氧化物，水化反應而生成，酸爲非金屬氧化物，水化反應而生成，其公式雖已屢述，現更略示如次：

#### 鹽基 金屬氧化物 + $\text{H}_2\text{O}$

酸  $H_2O +$  非金屬氧化物

若欲知金屬氧化物上，加以幾分子  $H_2O$  而生鹽基， $H_2O$  幾分子上，加以非金屬氧化物，生成酸類，則僅將其該等鹽基或酸，減去一方因子，即得他方因子，昭然若見。該等因子中，欲忘而不得者，厥惟  $H_2O$ 。是以我等如遇不甚慣見之鹽基或酸，宜先盡量減去  $H_2O$  分子其所生之差，即為鹽基或酸之主體。鹽基之主體，為金屬氧化物，酸之主體，為非金屬氧化物，自不待言。茲舉平常習知之數例如次。譬如我人遭遇  $N_2(OH)_2$  鹽基，則先盡量減去  $H_2O$  分子，今如減去  $H_2O$  一分子，則差為  $N_2O$ ，無  $H_2O$  分子可減，此  $N_2O$  者實吾人待望鹽基之主體也。又對於  $CO(OH)_2$  鹽基方面，亦同樣舉行  $H_2O$  之減法，茲先減去  $H_2O$ ，則差為  $COO$ ，此即該物鹽基之主體也。最後對於鹽基  $Al_2(OH)_6$ ，用同樣方法，將能減去之  $H_2O$  分子，逐漸減去，除去  $H_2O$  一分子時，則為  $Al_2(OH)_4$ ，再除去  $H_2O$  一分子時，則餘  $Al_2O_2(OH)_2$ ，若再減去  $H_2O$  1 分子，則成  $Al_2O_3$ ，實為本鹽基之主體也。次對於  $H_2CO_3$  之酸，試用同樣方法，則減去  $H_2O$  1 分子後，即見其差為  $CO_2$ ，此為本酸之主體，人所共知。次為  $H_2N_2O_6$ ，乃讀者諸君所熟知之酸也，同樣除去  $H_2O$  1 分子，則所餘者為

$\text{N}_2\text{O}_5$  之氧化物，此即本酸之主體。次用同樣方法， $\text{H}_2\text{SO}_4$  之酸之主體，幾能用暗算，得知其為  $\text{SO}_3$  也。現再舉一例，藉終此節  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6$  酸之主體，除去  $\text{H}_2\text{O}$ ，則僅餘  $\text{Cl}_2\text{O}_5$  是即本酸之主體也。由此觀之，我人對於鹽基及酸之因數分解，已能理解，現復進而說明各種鹽類之因數分解。茲先從碳酸鹽說起，關於此點，碳酸分子式之為  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，不可遺忘，經因數分解，則生  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ ，此酸之主體為  $\text{CO}_2$ ，事屬當然，凡鹽基與此酸中和反應時，鹽基之主體之金屬氧化物，與  $(\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2)$  之  $\text{H}_2\text{O}$  置換，而成各種鹽類，如以  $\text{K}_2\text{O}$  代替  $\text{H}_2\text{O}$  成  $(\text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2)$ ，此種方式，本已恰當，無可非語，惟依世界各國協定，將  $\text{O}$  一齊計算，結成  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ，此種無謂煩雜之方式，斷非十全十美之物也。雖推原其故，咎有自來，惟此種無味之事，諒無再加說明之必要。總之，上述方式  $(\text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2)$ ，已充分矣。根據同樣方法，如以  $\text{Na}_2\text{O}$  置換  $\text{H}_2\text{O}$ ，則成  $(\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2)$ ，而作為  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ 。又以  $\text{As}_2\text{O}_3$  代替  $\text{H}_2\text{O}$ ，則成  $(\text{As}_2\text{O}_3 + \text{CO}_2)$ ，而被作為  $\text{As}_2\text{CO}_3$ ，凡此數例，皆係以 1 價元素之氧化物，與  $(\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2)$  之  $\text{H}_2\text{O}$  相置換者也。

次將 2 價元素之氧化物，代入  $\text{H}_2\text{O}$  之場合，一申述之。依  $\text{CaO}$  之作用，則成  $(\text{CaO} + \text{CO}_2)$ ，



而生  $\text{CaCO}_3$ 。若遇  $\text{SiO}_2$  則成  $(\text{SiO}_2 + \text{CO}_2)$ ，換言之，即生  $\text{SiCO}_3$ 。若以  $\text{BaO}$  置換，則成  $(\text{BaO} + \text{CO}_2)$  而生  $\text{BaCO}_3$ ，自不待言。又碳酸之  $\text{H}_2\text{O}$ ，若以三價元素之氧化物相置換，其結果如何，則將前述  $(\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2)$  之  $\text{H}_2\text{O}$  之 H 總原子價，與代入金屬氧化物中之主要元素之總原子價，而求其最小公倍數，再以各自之原子價相除，則彼此之分子數，即可決定。茲舉一例，假定  $\text{Al}_2\text{O}_3$  置換  $\text{H}_2\text{O}$  則

$\text{H}_2\text{O}$       主要元素之總原子價       $1 \times 2 = 2$

$\text{Al}_2\text{O}_3$     主要元素 Al 之總原子價       $3 \times 2 = 6$

2 與 6 之最小公倍數      6

$\text{H}_2\text{O}$  之分子數       $6 \div 2 = 3$

$\text{Al}_2\text{O}_3$  之分子數       $6 \div 6 = 1$

此種計算法，雖極幼稚，亦有一加說明之必要。由此觀之， $\text{Al}_2(\text{OH})_6$  與  $\text{H}_2\text{CO}_3$  之中和反應，乃  $\text{Al}_2(\text{OH})_6$  1 分子，與  $\text{H}_2\text{CO}_3$  3 分子而生



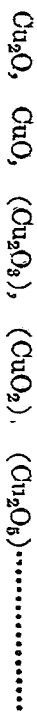
之反應，欲作反應結果式時，讀者諸君之所宜留意者，對於反應物質之鹽基，則將其主體金屬氧化物中之主要元素，對於酸，則將其參加主體非金屬氧化物水化反應之  $\text{H}_2\text{O}$  之主要元素  $\text{H}$  之總原子價，相等組合，可謂實屬必要，此中原委，不言可諭，蓋如酸之主體，非金屬氧化物，僅與 1 分子之  $\text{H}_2\text{O}$  起水化反應，則上述各項，即可完全適用，而無少礙，此種酸類，不一而足，次將此等酸類之主要者，列舉如次，并爲之因數分解：



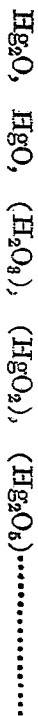


此等之酸，實僅其一例而已，根據此種說明，諸君對於利用酸類之因數分解，尋覓此種酸類之主體，諒必易如反掌矣。茲依上表順序，對於此等酸之鹽類之因數分解，復稍熟習之。開宗第一，先從矽酸鹽開始，依大體而論，週期律之族之番號，即表各該族元素之原子價。是以 Na, K, Cu, Ag 等，皆視爲 1 價元素，在事實上，亦以一般式  $\text{R}_2\text{O}$  爲依歸，而成  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Ag}_2\text{O}$  等之氧化物。惟此等元素之氧化物，初不僅此，已如前述。依據同樣理由，第 2 族元素之原子價爲 2，諸君所熟知之 Mg, Ca, Sr, Ba, Zn, Cd, Hg 等物，其原子價悉爲 2，所謂 2 價元素者，乃能構成  $\text{R}_2\text{O}_2$ ，即

RO 式氧化物之元素之謂也。其爲  $MgO$ ,  $CaO$ ,  $SrO$ ,  $BaO$ ,  $ZnO$ ,  $CdO$ ,  $HgO$  不言可知。惟此處諸君當憶及各種元素，皆能造成八種氧化物，依狀態之如何，其安定性各異，已如前述。依大概而論，較爲金屬性氧化物，則以低級氧化物，較爲安定，較爲非金屬性氧化物，則高級氧化物，似較安定者然。如此彼此連絡參照，我人素信以爲 1 價元素如  $Cu$  者，竟成  $CuO$  之氧化物，恐若爲狀態所許，則



等之氧化物，亦可存在。又週期律表上列入第 2 族，其原子價，深信爲 2 之  $Hg$ ，除  $HgO$  外，形成  $Hg_2O$  之氧化物，視狀態之如何，似有

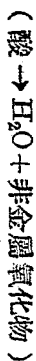


等氧化物，實際存在之可能性，與  $Cu$  理出一軌。同理該表之第 3 族元素之原子價爲 3，又元素以造氧化物而生原子價，已如屢述。Ba, Al 等之元素，其原子價所以爲 3 者，以造成  $B_2O_3$ ,  $Al_2O_3$  等之氧化物故也。是以並非以原子價爲 3 關係，形成一般式  $R_2O_3$  之氧化物，實以此等元素造成  $R_2O_3$ 。

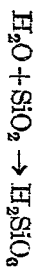
氧化物關係，此其原子價之所以爲3也。此等元素之氧化物中，關係B方面，理宜有



等氧化物之存在。惟實在認識之氧化物，僅有 $B_2O_3$ 一種而已。至於Al，則亦與此完全相同。曩會述及原子價1、2、3者，得視爲金屬性元素，此種金屬元素之氧化物如何得與酸中之



較爲弱金屬性氧化物之 $H_2O$ ，舉行中和反應，而生置換作用，乃一含有興味之問題也。欲知其故，則舉行因數分解即可矣。對於鹽基，則知其主體之金屬氧化物，對於酸類，則察其主體之非金屬性氧化物，實屬至要。又以鹽基與酸，依中和反應，各個主體，介以 $H_2O$ ，造成鹽類。是以經因數分解，則此等鹽類所形成之金屬氧化物（鹽基之主體）與非金屬氧化物（酸之主體）之推知，亦同樣重要。因數分解時，如對於一方氧化物，全不理解，則如何得以分解而成因數，是以對於金屬氧化物，或非金屬氧化物之認知，實較任何事項爲要，現先論矽酸鹽之因數分解， $SiO_2$ 之非金屬氧化物，依水化反應而生酸，



復藉中和反應，其  $\text{H}_2\text{O}$  處，爲其他金屬氧化物代入，而成矽酸鹽，其上述限度之預備知識後，將 1 價金屬元素之矽酸鹽逐漸開始因數分解，說明方法，不甚高明，或未可知所謂原子價 1 金屬元素之矽酸鹽者，乃分解爲



時， $\text{B}_2\text{O}$  之金屬氧化物，與此  $\text{H}_2\text{O}$  相置換之義，換言之，卽與  $\text{SiO}_2$  相結合之意也。

### 【因數分解】

矽酸鹽		金屬氧化物		非金屬氧化物
$\text{Na}_2\text{SiO}_3$	→	$\text{Na}_2\text{O}$	+	$\text{SiO}_2$
$\text{K}_2\text{SiO}_3$	→	$\text{K}_2\text{O}$	+	$\text{SiO}_2$
$\text{Ag}_2\text{SiO}_3$	→	$\text{Ag}_2\text{O}$	+	$\text{SiO}_2$
$\text{Hg}_2\text{SiO}_3$	→	$\text{Hg}_2\text{O}$	+	$\text{SiO}_2$

次將原子價 2 之金屬元素之矽酸鹽，試行分解，

矽酸鹽	金屬氧化物	非金屬氧化物
$\text{CuSiO}_3$	$\rightarrow$ $\text{CuO}$	$+$ $\text{SiO}_2$
$\text{MgSiO}_3$	$\rightarrow$ $\text{MgO}$	$+$ $\text{SiO}_2$
$\text{Cu}_2\text{SiO}_3$	$\rightarrow$ $\text{CaO}$	$+$ $\text{SiO}_2$
$\text{SrSiO}_3$	$\rightarrow$ $\text{SrO}$	$+$ $\text{SiO}_2$
$\text{BaSiO}_3$	$\rightarrow$ $\text{BaO}$	$+$ $\text{SiO}_2$
$\text{CdSiO}_3$	$\rightarrow$ $\text{CdO}$	$+$ $\text{SiO}_2$
$\text{PbSiO}_3$	$\rightarrow$ $\text{PbO}$	$+$ $\text{SiO}_2$

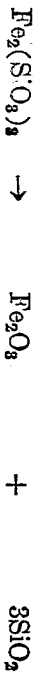
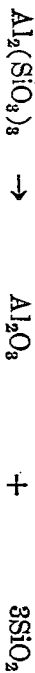
茲更進而論及 3 價金屬元素之矽酸鹽，諸君對此，諒早容易，而無障礙，惟在完全熟練之前，事雖煩雜，特再舉例說明之。

【因數分解】

矽酸鹽

金屬氧化物

非金屬氧化物



次對於種種硝酸鹽加以吟味，在諸君方面，對於余（原著者）所寫之  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ ，似有不易了解者，然，酸之主體之非為金屬氧化物，業已屢述，據余之化學反應論說之，缺乏主體之鹽基或酸，斷不能存在，諸君之對硝酸分子式之為  $\text{HNO}_3$ ，久已熟書而深記。惟所謂各種元素之原子量者，乃相互比較上之重量也，是以寫成  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ ，或皆除 2 而書  $\frac{\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6}{2} = \text{HNO}_3$ ，其 H, N, O 等之化合重量比，固未之或變也。按化合比既係比較上之重量比例，對於各項同乘一數，同除一數，其比諒不為之稍變，是以從此意味而言，寫成  $\text{HNO}_3$ ，可謂並無所礙，然在化學反應之立場而論，無主體之酸，萬難想像，一如余之主張，酸或鹽基主體之為非金屬，或金屬氧化物，不待言論。不作  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ ，而作  $2\text{HNO}_3$ ，尚覺不合，余心若僅寫  $\text{HNO}_3$ ，則更不敢贊同矣。茲先從 1 價金屬元素之硝酸鹽着手，



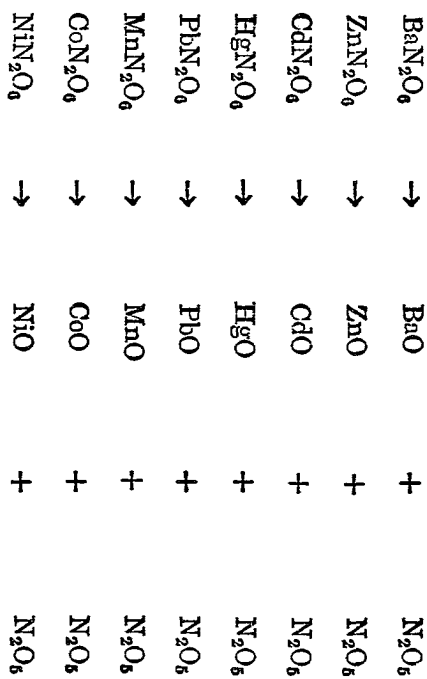
## 【因數分解】

硝酸鹽	金屬氧化物	非金屬氧化物
$\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_6$	$\rightarrow$ $\text{Na}_2\text{O}$	+
$\text{K}_2\text{N}_2\text{O}_6$	$\rightarrow$ $\text{K}_2\text{O}$	+
$\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_6$	$\rightarrow$ $\text{Ag}_2\text{O}$	+
$\text{Hg}_2\text{N}_2\text{O}_6$	$\rightarrow$ $\text{Hg}_2\text{O}$	+
		$\text{N}_2\text{O}_5$

對於2價元素之硝酸鹽，則

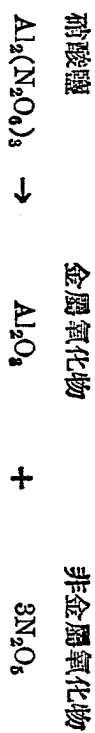
## 【因數分解】

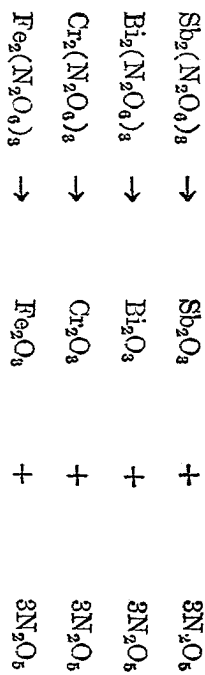
硝酸鹽	金屬氧化物	非金屬氧化物
$\text{MgN}_2\text{O}_6$	$\rightarrow$ $\text{MgO}$	+
$\text{CaN}_2\text{O}_6$	$\rightarrow$ $\text{CaO}$	+
$\text{SrN}_2\text{O}_6$	$\rightarrow$ $\text{SrO}$	+
		$\text{N}_2\text{O}_5$



至於原子價爲3之金屬元素之硝酸鹽，亦用同樣方法，因數分解如次：

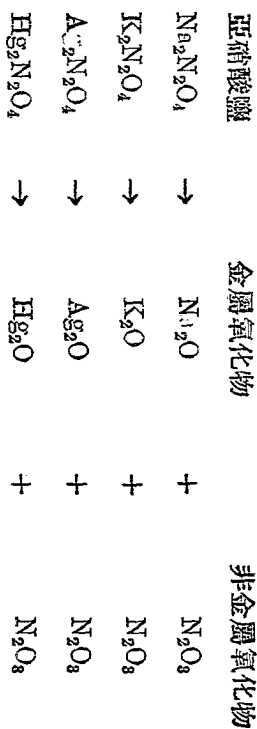
【因數分解】





現更進一步，對於亞硝酸鹽，試行因數分解，先從 1 價金屬元素之亞硝酸鹽，着手吟味。

## 【因數分解】



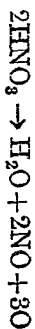
次復對於 2 價元素之亞硝酸鹽，一論及之。

【因數分解】

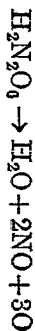
亞硝酸鹽	金屬氧化物	非金屬氧化物
$\text{CaN}_2\text{O}_4$	$\rightarrow$ $\text{CaO}$	$+$ $\text{N}_2\text{O}_3$
$\text{SrN}_2\text{O}_4$	$\rightarrow$ $\text{SrO}$	$+$ $\text{N}_2\text{O}_3$
$\text{BaN}_2\text{O}_4$	$\rightarrow$ $\text{BaO}$	$+$ $\text{N}_2\text{O}_3$
$\text{ZnN}_2\text{O}_4$	$\rightarrow$ $\text{ZnO}$	$+$ $\text{N}_2\text{O}_3$
$\text{CdN}_2\text{O}_4$	$\rightarrow$ $\text{CdO}$	$+$ $\text{N}_2\text{O}_3$
$\text{HgN}_2\text{O}_4$	$\rightarrow$ $\text{HgO}$	$+$ $\text{N}_2\text{O}_3$
$\text{PbN}_2\text{O}_4$	$\rightarrow$ $\text{PbO}$	$+$ $\text{N}_2\text{O}_3$
$\text{CoN}_2\text{O}_4$	$\rightarrow$ $\text{CoO}$	$+$ $\text{N}_2\text{O}_3$
$\text{NiN}_2\text{O}_4$	$\rightarrow$ $\text{NiO}$	$+$ $\text{N}_2\text{O}_3$

讀者諸君，對於此等分子式之一例，如寫作  $\text{N}_2\text{O}_4$ 、 $\text{N}_2\text{O}_3$  者，寫作  $\frac{\text{N}_2\text{N}_2\text{O}_6}{2} = \text{NaN}_2\text{O}_3$  余（原著者）所

寫作  $M_2N_2O_6$  者，普通對於  $M_2$ ，雖無變化， $N_2O_6$  則改作  $(NO_3)_2$ ，全體寫作  $M_2(NO_3)_2$ ，蓋硝酸之分子式，視作  $HNO_3$ ，故也。若僅為記憶便利起見，則硝酸寫作  $HNO_3$ ，亦無不可，惟反應論之推理，則不能思索矣。按酸之主體，無論如何，究為非金屬氧化物，所謂酸者，乃實由其主體之非金屬氧化物之水化反應而生，是以酸之分子式中，理宜不能不含其主體之非金屬氧化物。諸君所寫作  $HNO_3$ ，酸之主體，實為  $N_2O_6$  之非金屬氧化物也。若僅為  $HNO_3$ ，則其主體，不亦將骸骨俱無乎。是以無論如何，以寫余所主張之  $H_2N_2O_6$  為宜。試反射深察，普通雖寫作  $HNO_3$ ，一入反應論範圍時，即特為加倍，而作  $2HNO_3$ ，其硝酸之分解作用，則寫作



根據余之主張，自宜寫作下式：

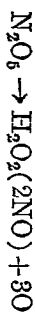


並非  $N_2O_6$  之非金屬氧化物之 1 分子，經水化反應，而生 2 分之  $HNO_3$ ，實僅生 1 分子之  $H_2N_2O_6$  而已。H, N, O 三元素化合之重量比例，不拘為  $HNO_3$ ，或為  $H_2N_2O_6$ ，固未稍變，惟在化學反應論

之立場而論，缺乏主體之酸，並無任何意義。若加深思熟考，余等之所謂酸之性質者，實乃酸類主體之非金屬氧化物之性質也。竊思凡物質之分子式，並非僅係各化合元素重量比之記號，須將該物質之性質，在分子式中充分表現為要，如寫作  $H_2N_2O_6$ ，則依因數分解，而成



此酸主體之為  $N_2O_5$ ，顯而易見，硝酸之所以具氧化作用者，以此氧化物，順次成  $N_2O_6 \rightarrow N_2O_5 \rightarrow N_2O_4 \rightarrow N_2O_3$ ，每次皆放出 1 原子之 O，而呈氧化作用故也。現若縮而為



則依硝酸分子式，視為  $H_2N_2O_6$  關係，於不知不覺間，不亦恍然大悟乎。惟余雖如此深信而不疑，諸君對此，斷不可輕易妄信，實有一考之必要。按此種事實，在亞硝酸方面，亦完全相同，宜作  $N_2O_4$  之處，則作除 2 所得之  $N_2NO_2$ ，應作  $CaN_2O_4$  之處，則對於 Ca，雖無變化，不作  $N_2O_4$ ，而為  $(NO_2)_2$  致全體結成  $Ca(NO_2)_2$ ，已如前述，充分理解可也。

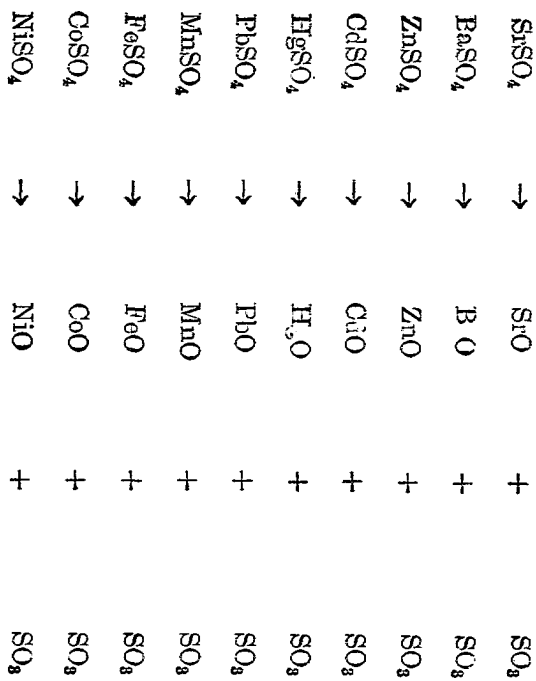
現在繼續開始硫酸鹽之因數分解，硫酸乃  $SO_3$  非金屬氧化物，以水化反應而生成，衆所共知。

在 1 價金屬元素之硫酸鹽方面，則有

【因數分解】

硫酸鹽	金屬氧化物	+	非金屬氧化物
$\text{Na}_2\text{SO}_4$	$\rightarrow$ $\text{Na}_2\text{O}$	+	$\text{SO}_3$
$\text{K}_2\text{SO}_4$	$\rightarrow$ $\text{K}_2\text{O}$	+	$\text{SO}_3$
$\text{Ag}_2\text{SO}_4$	$\rightarrow$ $\text{Ag}_2\text{O}$	+	$\text{SO}_3$
$\text{Hg}_2\text{SO}_4$	$\rightarrow$ $\text{Hg}_2\text{O}$	+	$\text{SO}_3$
硫酸鹽	金屬氧化物	+	非金屬氧化物
$\text{CuSO}_4$	$\rightarrow$ $\text{CuO}$	+	$\text{SO}_3$
$\text{MgSO}_4$	$\rightarrow$ $\text{MgO}$	+	$\text{SO}_3$
$\text{CaSO}_4$	$\rightarrow$ $\text{CaO}$	+	$\text{SO}_3$

等物，對於 2 價金屬元素之硫酸鹽，則下列各物，又為一般所廣知。



依據同樣方法，對於原子價 3 之金屬元素之硫酸鹽，則

【因數分解】



硫酸鹽	金屬氧化物	非金屬氧化物
$Al_2(SO_4)_3$	$Al_2O_3$	$3SO_2$
$Fe_2(SO_4)_3$	$Fe_2O_3$	$3SO_2$

等，即其例也。依據上述各例，諸君對於因數分解，諒能領略一二。次對於亞硫酸，復一試之，1價金屬元素之亞硫酸鹽，普通爲

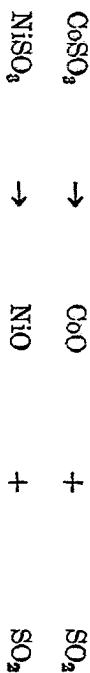
## 【因數分解】

亞硫酸鹽	金屬氧化物	非金屬氧化物
$Na_2SO_3$	$Na_2O$	$SO_2$
$K_2SO_3$	$K_2O$	$SO_2$
$Ag_2SO_3$	$Ag_2O$	$SO_2$
$Hg_2SO_3$	$Hg_2O$	$SO_2$

等物，至於原子價2之金屬元素之鹽，則有

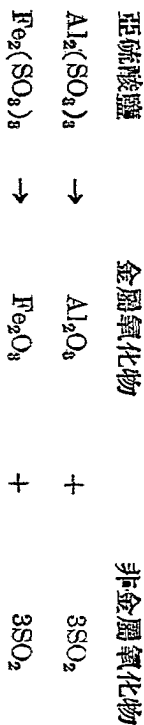
## 【因數分解】

亞硫酸鹽		金屬氧化物		非金屬氧化物
$MgSO_3$	→	$MgO$	+	$SO_2$
$CaSO_3$	→	$CaO$	+	$SO_2$
$SrSO_3$	→	$SrO$	+	$SO_2$
$BaSO_3$	→	$BaO$	+	$SO_2$
$ZnSO_3$	→	$ZnO$	+	$SO_2$
$CdSO_3$	→	$CdO$	+	$SO_2$
$HgSO_3$	→	$HgO$	+	$SO_2$
$PbSO_3$	→	$PbO$	+	$SO_2$
$MnSO_3$	→	$MnO$	+	$SO_2$
$FeSO_3$	→	$FeO$	+	$SO_2$

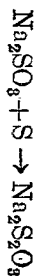


等物，現復繼續對於3價金屬元素，亞硫酸鹽之因數分解，一論及之。

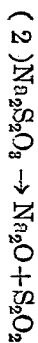
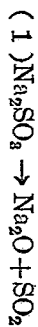
## 【因數分解】



依據上述各種說明，對於各種鹽類之因數分解，諒多少已能理解，惟為徹底了解起見，再占數頁，不為可惜，更可見因數分解之重要矣。蓋凡百氧化物之知識，及余（原著者）所主張之氧化物相互反應說，無因數分解，實不能理解故也。關於含硫之酸，上述諸酸，乃極普通之酸，此外吾等之所知者，恐為 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 酸，此酸之鈉鹽，凡長於照相者，類能知之。若云 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 鹽，則未有不知者也。此鹽於目前行因數分解之 $\text{Na}_2\text{SO}_4$ 溶液中，將S溶解，即可製造。茲對於



變化，試一思索之。在開始思索之前，兩者之因數分解，實屬必要。

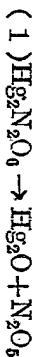


其變化部分，乃係非金屬化合物，顯而易見，即變成  $SO_2 \rightarrow S_2O_2$ ， $SO_2$  適與氧化物一般式  $RO_2$  相當，雖可寫作  $RO_2$ ，茲為容易理解起見，寫為  $R_2O_4$ ，是以可謂成  $S_2O_4 \rightarrow 2S_2O_2$  變化。又  $Hg_2N_2O_6$  或  $SnCl_2$  容易變成  $Hg_2N_2O_6$  或  $SnCl_4$ ，是以為防止此等變化起見，常投以金屬  $Hg$  或  $Sn$  等物。惟此處之所宜注意者，一般雖作  $SnCl_2$  或  $SnCl_4$ ，余（原著者）實不能理解，是以余自身寫作

$$SnCl_2 \rightarrow (SnO + H_2Cl_2)$$

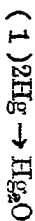
$$SnCl_4 \rightarrow (SnO_2 + 2H_2Cl_2)$$

現將此等二物，舉行因數分解，而求其變化部分，則成下列



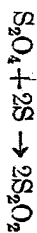
變化，其為金屬氧化物之變化，昭然可知矣。是以上述變化，即  $Hg_2O \rightarrow Hg_2O$  之反應也。又在後例方

面，則依據上式，諒成  $\text{SnO} \rightarrow \text{SnO}_2$  之變化，若云  $\text{Hg}_2\text{O} + \text{O} \rightarrow \text{Hg}_2\text{O}_2$ ，則容易理解，若謂  $\text{Hg}_2\text{O} \rightarrow \text{Hg}_2\text{O}$ ，則若稍難解者。然由此觀之，氧化物之一般式寫作  $\text{R}_2\text{O}$ ， $\text{R}_2\text{O}_2$ ， $\text{R}_2\text{O}_3$ ， $\text{R}_2\text{O}_4$ ，……，則理解容易，若作  $\text{R}_2\text{O}$ ， $\text{RO}$ ， $\text{R}_2\text{O}_3$ ， $\text{RO}_2$ ，則難於了解矣。作  $\text{SnO}$  處，則作  $\text{Sn}_2\text{O}_2$ ， $\text{SnO}_2$  處，則作  $\text{Sn}_2\text{O}_4$ ，則  $\text{Sn}_2\text{O}_2$  並非一躍而成  $\text{Sn}_2\text{O}_4$ ，先成  $\text{Sn}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Sn}_2\text{O}_3$ ，繼成  $\text{Sn}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Sn}_2\text{O}_4$  變化，是以此等物中，如再投以金屬  $\text{Hg}$  或金屬  $\text{Sn}$ ，則釀成如何變化。若按余所主張，則凡百元素，依氧化反應，而成  $\text{R}_2\text{O}$ ， $\text{R}_2\text{O}_2$ ， $\text{R}_2\text{O}_3$ ， $\text{R}_2\text{O}_4$ ， $\text{R}_2\text{O}_5$ ， $\text{R}_2\text{O}_6$ ， $\text{R}_2\text{O}_7$ ， $\text{R}_2\text{O}_8$  等氧化物。金屬  $\text{Hg}$  及  $\text{Sn}$ ，在投入初期，當成  $\text{Hg}_2\text{O}$ ， $\text{Hg}_2\text{O}_2$  或  $\text{Sn}_2\text{O}$ ， $\text{Sn}_2\text{O}_2$ ，其所需  $\text{O}$  之出處問題，可依下式分明：

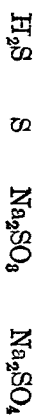


此  $\text{O}$  實從  $\text{Hg}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{O} + \text{O}$  而得，依據此種理由， $\text{Hg}_2\text{N}_2\text{O}_6$  之溶液中，投以金屬  $\text{Hg}$ ，則足防其氧化作用。根據同樣理由， $2\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}_2\text{O}$ ，更進而為  $\text{Sn}_2\text{O} + \text{O} \rightarrow \text{Sn}_2\text{O}_2$ ，其  $\text{O}$  從  $\text{Sn}_2\text{O}_4$  而得， $\text{Sn}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Sn}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Sn}_2\text{O}_2$ ，即依次式  $\text{Sn}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Sn}_2\text{O}_3 + 2\text{O}$ ，自身放出  $\text{O}$ ，將  $\text{Sn}$  氧化，而成  $\text{Sn}_2\text{O}_2$ ，已則還原亦成  $\text{Sn}_2\text{O}_2$ ，根據此項理由， $\text{Sn}$  之投入，足防氧化作用，尤為周知之事實。對於此種事實，其所以謬

譯不置者，蓋一方表明與  $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S}$  反應之關係，且使知二者之反應，實全相同故也。按  $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  反應，依因數分解理論，實係  $\text{SO}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{O}_2$  之變化也。 $\text{SO}_2$  對於  $\text{S}_2\text{O}_2$  而言，宜寫  $\text{S}_2\text{O}_4$ 。上述反應，乃



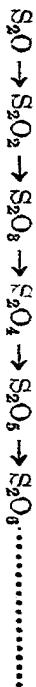
之變化，與上述之  $\text{H}_2\text{S}$  及  $\text{SO}_2$  氧化物，初無一致，經  $\text{S}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{S}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{O}_2$  變化，放出  $2\text{O}$ ， $\text{S}$  受此而成  $2\text{S} \rightarrow \text{S}_2\text{O} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_2$  之變化，可以想見。是以  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  中，溶以  $\text{S}$  而成  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ，此種反應，實屬重要變化，以既有  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  鹽關係， $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  酸之存在，諒無疑義，僅不能遊離取得而已。所謂不能遊離取得者，欲令取出，則即破壞分解故也。不得以不能遊離取出，而遽謂該酸之不能存在， $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  自身雖無從目覩，確為存在之酸類，惟在此種狀況下，雖欲知其性而不可得。惟若利用此酸鹽類之性質，諒能推測其一二，茲將  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  加熱，則生下列物質。



此等物質之生成機構如何，實可謂為一饒興之問題也。吾人皆知，此酸之主體，依因數分解，



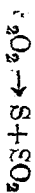
得知其爲  $S_2O_8$  而 S 則能形成下列氧化物：



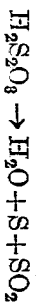
已如屢述，其氧化反應係由階梯漸次進行，不言可喻。依一般而論， $H_2SO_4$  爲還元劑，此酸之所以能呈還元性者，以其主體之  $SO_2$  含有此種性質故也。 $SO_2$  既具還元性，則  $S_2O_3$  當爲更弱之還元劑矣。還元劑爲低級氧化物時，其還元劑愈強，則同類相食之性亦強，此種實例，業已數見不鮮。即  $S_2O_2 \rightarrow S_2O \rightarrow 2S$  變化中，所生  $2O$  依同類  $S_2O_2$  之還元性，形成  $S_2O_2 \rightarrow S_2O_3 \rightarrow S_2O_4$  變化，諒都深信而不疑也。若寫作一式，則成



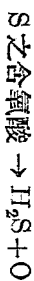
若再依例除 2，則成



竊思當更加明白，而無疑義矣。依據上述理由， $H_2S_2O_8$  酸，當如下列分解，可以想見。



在事實方面，亦完全如此，此酸之所以不易取出者，蓋如上式破壞分解故也。在余（原著者）之思索及實驗範圍之內，雖不能徹底明瞭說明， $H_2O$  上如遇易起化學變化之 S，復有其他需 O 之物存在時，則似有  $H_2O + S \rightarrow H_2S + O$  之反應存在。惟  $H_2S$  並非從始即成，已如上述，殆先生 S 之安定含氧酸，再分解



而生  $H_2S + O$  者也。此種思想方法，實屬至要，對於各種化學反應之理解上，屢可適用。總而言之，欲求徹底理解，需更進一步之思想與實驗，有待於賢明如君等之援助者，正復不少也。此外若再與  $SO_2 + 2H_2S \rightarrow 2H_2O + 3S$  之事實相參照，則熱  $Na_2S_2O_8$ 、 $5H_2O$  時，生成  $H_2S$ 、 $S$ 、 $Na_2SO_4$  等物，可想而知矣。關係此酸之說明，業已充分。對於此酸之 1 價金屬元素鹽類，試行因數分解，

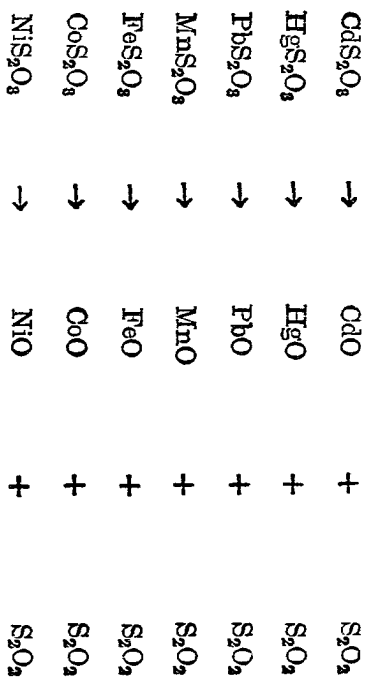
#### 【因數分解】



硫代硫酸鹽	金屬氧化物	非金屬氧化物
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\rightarrow$ $\text{Na}_2\text{O}$	$+$ $\text{S}_2\text{O}_2$
$\text{Ag}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\rightarrow$ $\text{Ag}_2\text{O}$	$+$ $\text{S}_2\text{O}_2$
$\text{Hg}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\rightarrow$ $\text{Hg}_2\text{O}$	$+$ $\text{S}_2\text{O}_2$
<b>硫代硫酸鹽</b>	<b>金屬氧化物</b>	<b>非金屬氧化物</b>
$\text{MgS}_2\text{O}_3$	$\rightarrow$ $\text{MgO}$	$+$ $\text{S}_2\text{O}_2$
$\text{CaS}_2\text{O}_3$	$\rightarrow$ $\text{CaO}$	$+$ $\text{S}_2\text{O}_2$
$\text{SrS}_2\text{O}_3$	$\rightarrow$ $\text{SrO}$	$+$ $\text{S}_2\text{O}_2$
$\text{BaS}_2\text{O}_3$	$\rightarrow$ $\text{BaO}$	$+$ $\text{S}_2\text{O}_2$
$\text{ZnS}_2\text{O}_3$	$\rightarrow$ $\text{ZnO}$	$+$ $\text{S}_2\text{O}_2$

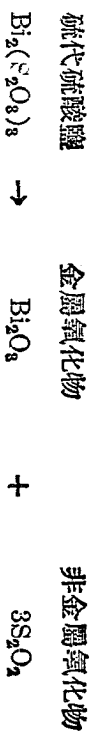
次對於2價金屬元素之硫代硫酸鹽，舉行分解，則成

【因數分解】



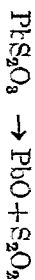
茲繼續對於3價金屬元素之鹽類，一論及之。

【因數分解】

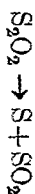


次將前例所生之  $Ag_2S_2O_8$  或  $PbS_2O_8$  等之難溶性物質加熱，則先生  $Ag_2S$ ， $PbS$  等硫化物沈澱，

同時復生  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ，此種反應，應作如何解釋耶。依據余（原著者）之學說，人所寫作  $\text{As}_2\text{S}_3$  者，寫作  $(\text{As}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S})$ ， $\text{PbS}$  則作  $(\text{PbO} + \text{H}_2\text{S})$  然後舉行因數分解而成



等物，曩曾說明，

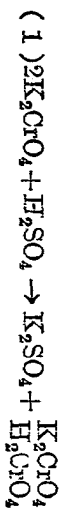


之反應， $\text{S}$  與  $\text{H}_2\text{O}$  相作用而成  $\text{H}_2\text{S}$  與  $\text{O}$ ，亦經理解。由因數分解而得之金屬氧化物，與此  $\text{H}_2\text{S}$  作用，而成上說之硫化物，（即  $\text{As}_2\text{S}_3$ ， $\text{PbS}$ ）至於  $\text{SO}_2$ ，則受  $\text{O}$  影響，氧化而成  $\text{SO}_3$ ，再以水化反應，而成  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ，諒不難察知也。現在吾儕對於  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  酸之鹽，復進而一論之。若將此酸因數分解，則知其爲

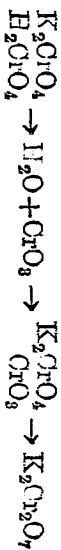


之反應，茲爲關於此種類似酸之各種性質，徹底理解起見，對於從此酸之鹽  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ，生成  $\text{CrO}_3$

之機構，略一述之。 $K_2CrO_4$ 之濃溶液中，加以濃硫酸，則析出微紫色之赤色結晶，此即  $CrO_3$  也。竊以爲此時之反應，恐如下式，依加  $H_2SO_4$  之比例如何，最初成



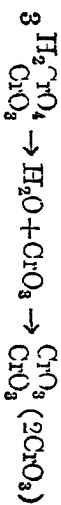
之反應，即以濃  $H_2SO_4$  之脫水作用，



而生  $K_2Cr_2O_7$ ，再與  $H_2SO_4$  作用而成



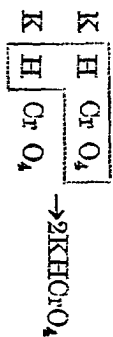
反應，若縮而短之，則似有  $\overset{H_2CrO_4}{CrO_3} \rightarrow H_2Cr_2O_7$  酸之存在，此物更依濃  $H_2SO_4$  之脫水作用，而成下式：



竊以爲此殆卽本反應之機構也。又此處所生  $\text{CrO}_3$  與  $\text{SO}_3$  相似，極易與  $\text{H}_2\text{O}$  相結合，且爲強氧化劑，加熱分解，一如次式：



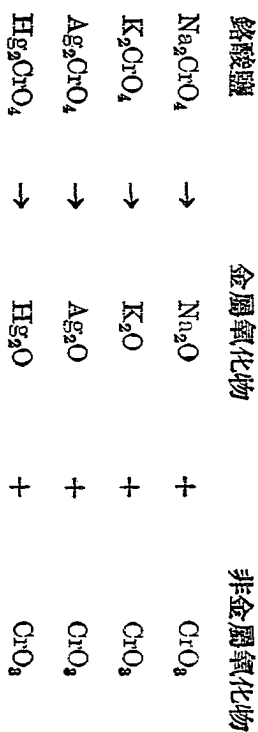
若欲表示其爲氣體，則作  $4\text{CrO}_3$  分解而生  $3\text{O}_2$  卽可矣。又前曾屢述  $\text{CrO}_3$  之主要元素  $\text{Cr}$  爲非金屬元素， $\text{Cr}_2\text{O}_3$  中之主要元素  $\text{Cr}$  爲金屬元素，實足注意者也。又  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  爲諸君所習知之藥品，加以適量之酸，則成  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ，關於此物，後擬詳述，若將此物溶於水中，則恐已非  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  而爲  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{CrO}_4$ ，爲諸君容易理解起見，恐宜寫作



惟余（原著者）不喜此種寫法，而欲寫作  $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{CrO}_4$ 。按  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  酸，爲與  $\text{H}_2\text{SO}_4$  類似之強酸，是或不可或忘者也。是以所謂  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  溶液者，乃  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  溶液中，混有與  $\text{H}_2\text{SO}_4$  等強之

$\text{H}_2\text{CrO}_4$  酸之混合物之謂也。依據此種思想，則此酸之各種反應事實，得以明快說明矣。次將鉻酸鹽之因數分解，略申述之，在 1 價金屬元素之鉻酸鹽方面，則有

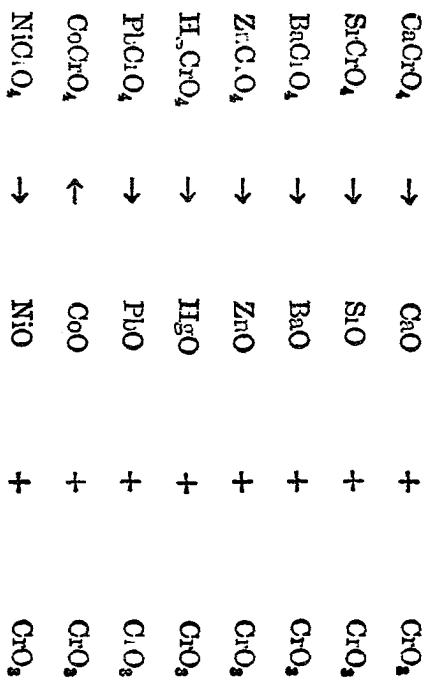
【因數分解】



等物。在 2 價金屬元素之鉻酸鹽方面，則有

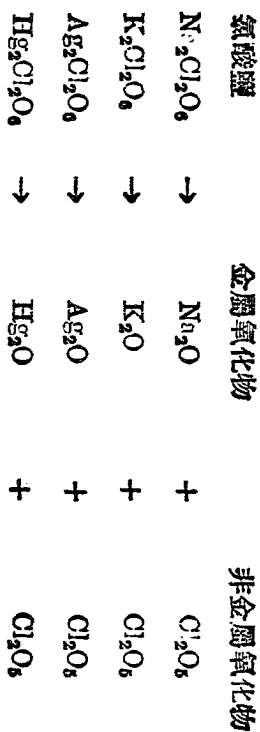
【因數分解】





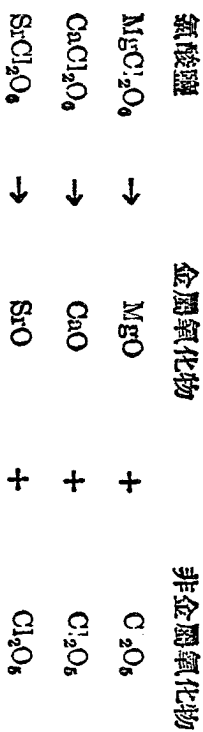
等物。依據同樣方法，3價金屬元素之鉻酸鹽，則  $\text{Fe}_2(\text{CrO}_4)_3$  爲其適例，此物依因數分解，而成  $\text{Fe}_2(\text{CrO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CrO}_3$ ，不待言喻。次對於  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_8$  ( $\text{H}_2\text{ClO}_4$ )， $\text{H}_2\text{ClO}_6$  ( $\text{HClO}_3$ )， $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_4$  ( $\text{HClO}$ ) 等酸，前曾約定試行因數分解，惟說明占多頁，諒能徹底了解，爲避免煩雜起見，僅舉一例而不一一詳述。茲舉  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6$  爲例，先從1價金屬元素氯酸鹽說起，

【因數分解】

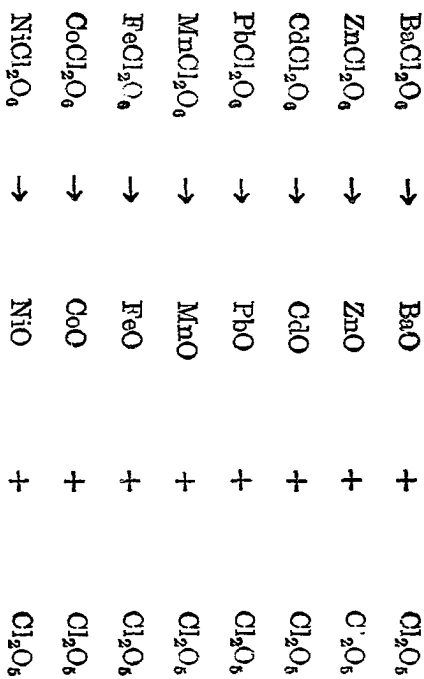


在 2 價金屬元素之氯酸鹽方面，則成

【因數分解】

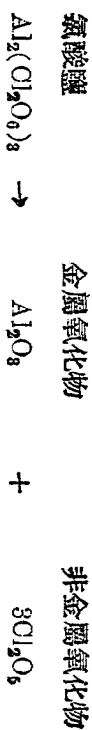






等物，同樣理由，在原子價3之金屬元素之氯酸鹽方面，則有

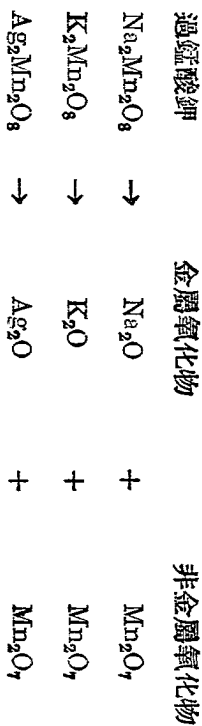
【因數分解】



$\text{Bi}_2(\text{Cl}_2\text{O}_6)_8 \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3 + 8\text{Cl}_{12}\text{O}_6$   
 $\text{Cl}_2(\text{Cl}_2\text{O}_6)_8 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_3 + 8\text{Cl}_{12}\text{O}_6$   
 $\text{Fe}_2(\text{Cl}_2\text{O}_6)_8 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{Cl}_{12}\text{O}_6$

等物，又於此處對於 $\text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_8$ 鹽之因數分解，略為附述一試，斷非無謂之事也。在1價金屬元素之過錳酸鉀方面，則可舉

【因數分解】



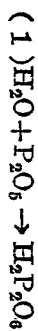
等物，至於2價金屬元素之過錳酸鹽方面，則有下列種種：

【因數分解】

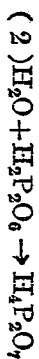
過錳酸鹽	金屬氧化物	非金屬氧化物
$\text{CuMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ CuO	+
$\text{MgMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ MgO	+
$\text{CaMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ CaO	+
$\text{SrMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ SrO	+
$\text{BaMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ BaO	+
$\text{ZnMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ ZnO	+
$\text{CdMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ CdO	+
$\text{HgMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ HgO	+
$\text{PbMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ PbO	+
		$\text{Mn}_2\text{O}_7$

又：價金屬元素之過錳酸鹽，則  $\text{Al}_2(\text{Mn}_2\text{O}_8)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn}_2\text{O}_7$ ，其適例也。根據上述各例，若知非金屬氧化物，僅與 1 分子  $\text{H}_2\text{O}$  相水化反應而生之酸之鹽，則其因數分解，諒蒙理解矣。茲對於

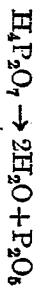
與 2 分子  $H_2O$  相水化反應所生酸類之鹽，及其同因數分解，略一述之。非金屬氧化物  $P_2O_5$  舉行階段的水化反應，先與 1 分子  $H_2O$  相反應，而成



如更與 1 分子  $H_2O$  相水化反應，而成



今後之所擬述者，乃此酸之鹽也。此酸依因數分解，顯成下式：



是以  $H_4P_2O_7$  酸者，乃非金屬氧化物  $P_2O_5$  與  $2H_2O$  相水化反應而成之酸也。所謂此酸之鹽之生成者無他，乃以與  $2H_2O$  相當之金屬氧化物，將水置換之結果也。如用 1 價金屬元素之氧化物  $R_2O$  置換，則需  $2R_2O$ 。若用 2 價金屬元素之氧化物  $R_2O_2(RO)$  置換，則亦需  $2RO$ ，與 1 價時同，若與 3 價金屬元素之氧化物  $R_2O_3$  相置換，則宜先求



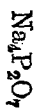
二數之最小公倍數，將所得  $12$  除以各個之總原子價，則相互之分子數可知。此種事理，似無再加詳述之必要，惟余（原著者）對於  $H_4P_2O_7$  中之  $2H_2O$  為  $P_2O_5$  置代之化合物之存在，未之知也。茲先從 1 價金屬元素之  $H_4P_2O_7$  之鹽之因數分解開始，此酸名焦磷酸。

## 【因數分解】

焦磷酸

金屬氧化物

非金屬氧化物



→



+



→



+



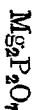
在 2 價之金屬元素之鹽方面，則有

## 【因數分解】

焦磷酸

金屬氧化物

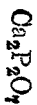
非金屬氧化物



→



+



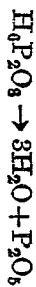
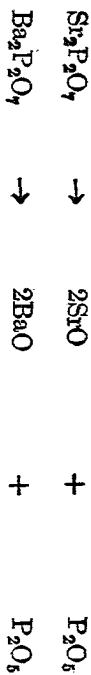
→



+



等物，又吾儕對於依階段的水化反應，與  $3\text{H}_2\text{O}$  相結合而生之  $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$ ，一論及之。此酸因數分解後，則成



等物，已如前述。此酸宜有若干鹽，可視作  $3\text{H}_2\text{O}$  被  $\text{R}_2\text{O}$ 、 $\text{RO}$ 、 $\text{R}_2\text{O}_2$  等金屬氧化物置換而成鹽類，如與 1 價金屬元素之氧化物相置換，則照例計算如次：

$$\text{R}_2\text{O} \quad \text{中 R 之總原子價} \quad 2$$

$$3\text{H}_2\text{O} \quad \text{中 H 之總原子價} \quad 6$$

$$2 \quad \text{與 6 之最小公倍數} \quad 6$$

$$\text{R}_2\text{O} \quad \text{之分子數} \quad 6 \div 2 = 3$$

$$3\text{H}_2\text{O} \quad \text{之分子數} \quad 6 \div 6 = 1$$

此種鹽類，計有

【因數分解】

磷酸鹽		金屬氧化物		非金屬氧化物
$\text{Na}_6\text{P}_2\text{O}_8$	→	$3\text{Na}_2\text{O}$	+	$\text{P}_2\text{O}_5$
$\text{K}_6\text{P}_2\text{O}_8$	→	$3\text{K}_2\text{O}$	+	$\text{P}_2\text{O}_5$
$\text{Ac}_6\text{P}_2\text{O}_8$	→	$3\text{Ac}_2\text{O}$	+	$\text{P}_2\text{O}_5$
$\text{Hg}_6\text{P}_2\text{O}_8$	→	$3\text{Hg}_2\text{O}$	+	$\text{P}_2\text{O}_5$

等物，若將2價金屬元素之氧化物代入，則宜成

RO 中R之總原子價 2

$3\text{H}_2\text{O}$ 中H之總原子價 6

2與6之最小公倍數 6

RO 之分子數  $6 \div 2 = 3$

3H<sub>2</sub>O之分子數

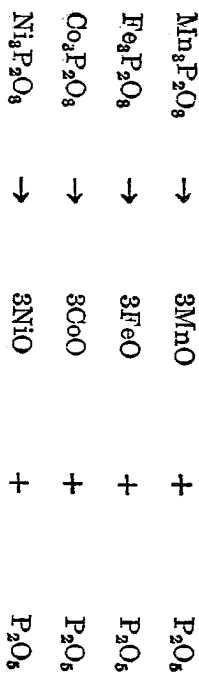
6 ÷ 6 = 1

茲將2價金屬元素之磷酸鹽添列如次：

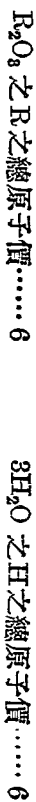
【因數分解】

磷酸鹽		金屬氧化物		非金屬氧化物
Cu <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	→	3CuO	+	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
Mg <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	→	3MgO	+	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
Ca <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	→	3CaO	+	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
Sr <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	→	3SrO	+	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
Ba <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	→	3BaO	+	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
Zn <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	→	3ZnO	+	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
Cd <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	→	3CdO	+	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
Hg <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	→	3HgO	+	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>



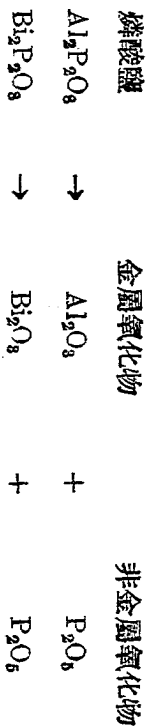


又若將  $\text{R}_2\text{O}_8$  代入  $3\text{H}_2\text{O}$  則



6 與 6 之最小公倍數之爲 6，自不待言。是以其相互反應分子，各爲一分子，可想而知。茲順便將 3 價金屬元素之磷酸鹽，列舉如次：

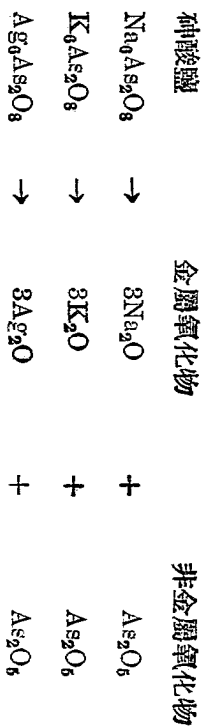
【因數分解】



$\text{Fe}_2\text{P}_2\text{O}_8 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{P}_2\text{O}_5$

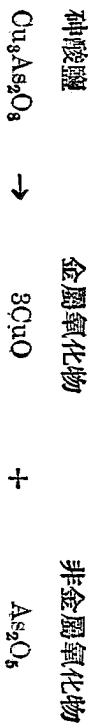
據同樣原理，非金屬化合物，與  $\text{H}_2\text{O}$  水化反應而生酸中，有  $\text{H}_6\text{As}_2\text{O}_8(\text{H}_2\text{AsO}_4)$  一酸，茲將此酸鹽類之因數分解，附記如次，藉終此節。

【因數分解】



上述諸例，為 1 價金屬元素之砷酸鹽，在 2 價金屬元素之砷酸鹽方面，則有

【因數分解】



$Mg_3As_2O_8$	→	$3MgO$	+	$As_2O_5$
$Cd_3As_2O_8$	→	$3CdO$	+	$As_2O_5$
$Sr_3As_2O_8$	→	$3SrO$	+	$As_2O_5$
$Ba_3As_2O_8$	→	$3BaO$	+	$As_2O_5$
$Zn_3As_2O_8$	→	$3ZnO$	+	$As_2O_5$
$Cd_3As_2O_8$	→	$3CdO$	+	$As_2O_5$
$Pb_3As_2O_8$	→	$3PbO$	+	$As_2O_5$
$Mn_3As_2O_8$	→	$3MnO$	+	$As_2O_5$
$Fe_3As_2O_8$	→	$3FeO$	+	$As_2O_5$
$Co_3As_2O_8$	→	$3CoO$	+	$As_2O_5$
$Ni_3As_2O_8$	→	$3NiO$	+	$As_2O_5$

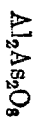
等物，至於 3 價金屬元素之砷酸鹽方面，則有

【因數分解】

砷酸鹽

金屬氧化物

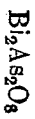
非金屬氧化物



→



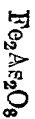
+



→



+



→



+



等物，與磷酸鹽完全相同。上述各酸，皆含O，諒蒙理解。現復對於不含O酸，進而一述之。H<sub>2</sub>F<sub>2</sub>，H<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>，H<sub>2</sub>Br<sub>2</sub>，H<sub>2</sub>I<sub>2</sub>，H<sub>2</sub>S等其重要者也。茲為便利起見，鹵酸中僅述H<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>之鹽類，對於H<sub>2</sub>S之鹽類，亦附而一述之。

【因數分解】

氯化物

金屬氧化物

酸成分



→



+

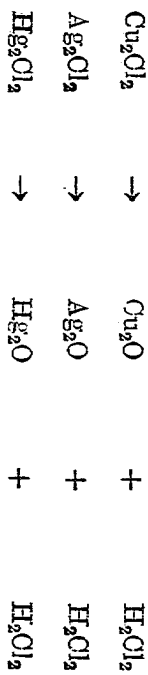


→



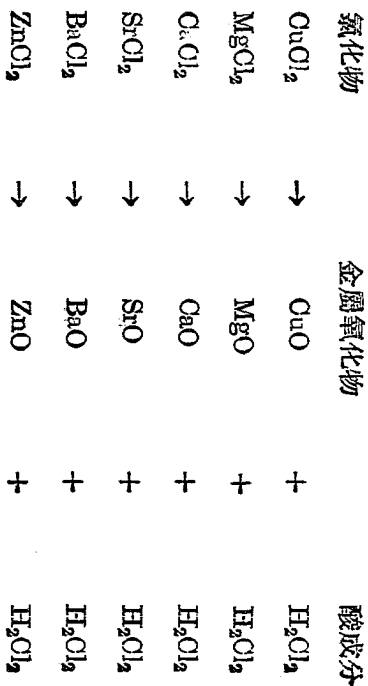
+

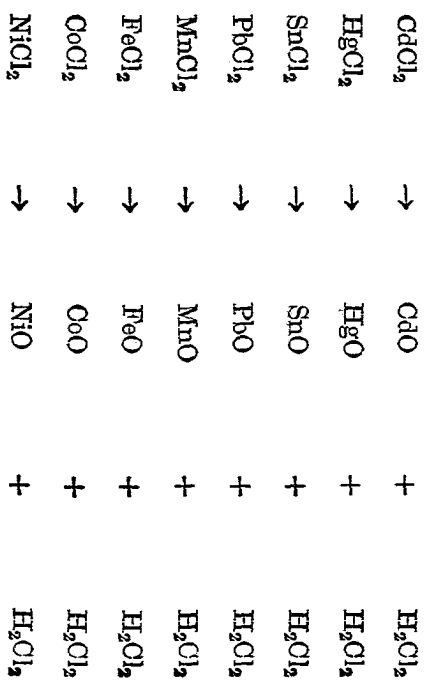




上述各例，爲1價金屬元素之氯化物，在2價金屬元素之氯化物方面，則有

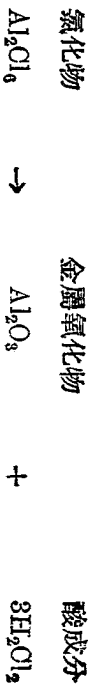
## 【因數分解】

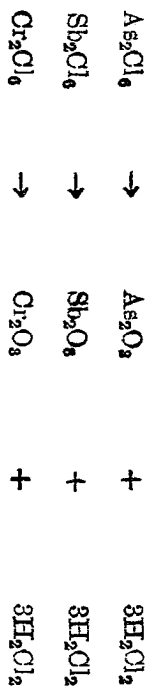




等物，次在 3 價金屬元素之氯化物方面，則有

【因數分解】





等物。凡對於 $\text{H}_2\text{Cl}_2$ 酸之鹽類所知各種事實，在 $\text{H}_2\text{Br}_2$ 、 $\text{H}_2\text{I}_2$ 方面，亦完全相同。此等鹽類之分子式，茲舉一例，普通寫作 $\text{Na}_2\text{Cl}_2(\text{NaCl})$ ，惟余個人，則以為誤謬殊甚，事雖煩雜，如不寫作 $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{Cl}_2$ ，則其化學反應，難以理解矣。前曾屢次說明，所謂鹽者，乃由金屬氧化物，加非金屬氧化物，或由金屬氧化物，加酸成分而成。易言之，即鹽基之主體，加酸之主體之物也。現就 $\text{Na}_2\text{Cl}_2$ 鹽而論，乃以 $\text{Na}_2\text{O}$ 為主體之 $\text{Na}_2(\text{OH})_2$ 鹽基，與以 $\text{H}_2\text{Cl}_2$ 溶于水而得之鹽酸，相中和反應，而生之鹽也。鹽酸之主體為 $\text{H}_2\text{Cl}_2$ ，自不待言。是以依此中和反應所生之鹽，係由 $\text{Na}_2\text{O}$ 鹽基主體，與 $\text{H}_2\text{Cl}_2$ 酸之主體而成，尤顯而易見者也。應作 $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{Cl}_2$ 之物，將2除 $\text{Na}_2\text{Cl}_2$ ，而略記為 $\text{NaCl}$ ，1若 $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{Cl}_2$ 之主體，互相反應，終成 $\text{Na}_2\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 者然。按 $\text{Na}_2\text{O}$ 斷非容易分解而為 $2\text{Na} + \text{O}$ 之氧化劑， $\text{H}_2\text{Cl}_2$ 雖係還元劑，不能奪 $\text{Na}_2\text{O}$ 中之 $\text{O}$ ，而與之作用。此種反應，諒不能起，是以竊信寫

作  $\text{Na}_2\text{O}$  之處，必宜改作  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{Cl}_2$  方可。凡誤稱爲氯化物者，恐皆宜如此，而無例外也。惟據金屬元素之氧化傾向列，與  $\text{O}$  結合微弱如  $\text{As}_2\text{O}$  者，顯係一種氧化劑，諒易與  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  相作用，其結果如次：



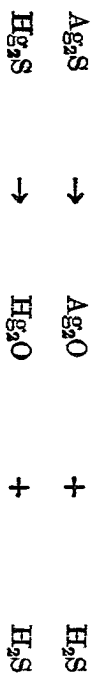
此  $2\text{As}$  豈非余（原著者）所主張之  $\text{As}_2\text{O} + \text{H}_2\text{Cl}_2$ （俗作  $\text{As}_2\text{Cl}_2$ ）相混而生  $\text{As}_2\text{O} + 2\text{As} + \text{H}_2\text{Cl}_2$  者耶，普通此物將  $\text{As}_2\text{Cl}_2$  除 2，而謂之  $\text{As}_2\text{Cl}$ ，白色氯化銀，受日光作用，變成紫色時，而生此物云。

最後對於  $\text{H}_2\text{S}$  鹽之因數分解，略一試之。先從 1 價金屬硫化物開始，

【因數分解】

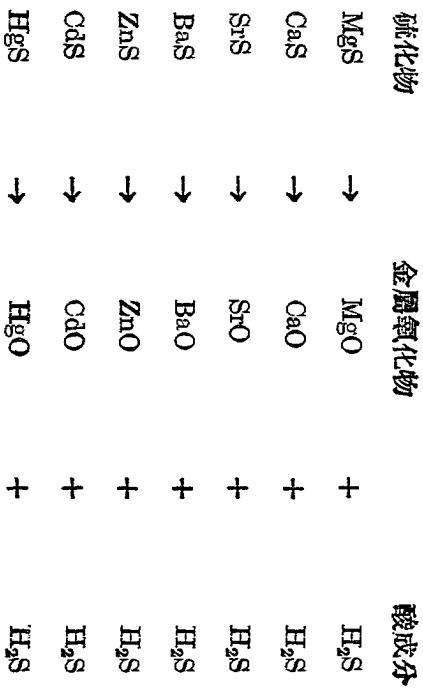
硫化物	金屬氧化物	酸成分
$\text{Na}_2\text{S}$	$\rightarrow$ $\text{Na}_2\text{O}$	$+$ $\text{H}_2\text{S}$
$\text{K}_2\text{S}$	$\rightarrow$ $\text{K}_2\text{O}$	$+$ $\text{H}_2\text{S}$





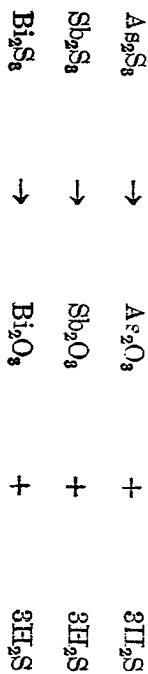
次在 2 價金屬元素之硫化物方面，則有

【因數分解】



SnS	→	SnO	+	H <sub>2</sub> S
PbS	→	PbO	+	H <sub>2</sub> S
FeS	→	FeO	+	H <sub>2</sub> S
CoS	→	CoO	+	H <sub>2</sub> S
NiS	→	NiO	+	H <sub>2</sub> S

等物，至於3價金屬元素之硫化物方面，則有



等物。諸君皆知 H<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S 等，皆為還元劑，此等鹽類之金屬氧化物中之主要元素，如與 O 結合較弱時，可目為一種氧化劑，在同一鹽中之二成分，恐不能有所變化。金屬氧化物中之主要元素與 O 結合力之強弱，可由元素氧化傾向列推知，普通對於二元素之化合物，遼名之曰氯化物、硫化物

云者，恐非僅由二元素化合而成者也。其組成元素之爲何，可由因數分解而知。根據上述各例，對於不含O酸鹽類之因數分解，諒蒙了解。以上所舉酸之鹽類，雖非少數，並未將各種鹽類，完全記述，所示者，僅其犖犖數例而已。又吾人一見鹽類，即依因數分解，推知其二成分，在理解化學反應上，實屬必要，已如屢述，無庸贅述者也。

## 五 分解反應

(一) 加熱分解 元素依氧化反應，而生氧化物，此氧化物，若係金屬氧化物，則依水化反應，而生鹽基，若係非金屬氧化物，則成酸類。而此等鹽基及酸，復依中和反應，形成鹽類，其式如次：

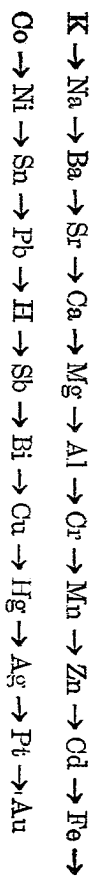
氧化反應 元素 + O → 氧化物

水化反應 氧化物 + H<sub>2</sub>O → 鹽基或酸

中和反應 鹽基 + 酸 → 鹽

是皆元素為化學作用之階段反應也。余對此種反應，總稱之曰化合反應。又不知何故，一般較為金屬性元素，造成低級氧化物，較為非金屬性元素，則形成高級氧化物，呼為金屬元素者，不知凡幾，雖造成低級氧化物，其氧化反應，與O化合，各有難易之別。依據金屬之氧化傾向列，凡元素之金屬性愈強，則與O容易結合，金屬性質漸次衰弱，則與O亦愈難化合。又前曾述及，凡物與O容易化合者，

分解殊艱，與 O 難於化合者，分解反易，與所謂氧化分解之逆則所說者同。此處復將金屬元素之氧化傾向列，引用如次：



從 K 起依 ↓ 之方向，金屬性質逐漸弱。茲隨意提起數例，說明如次。K 較 Na 之金屬性為強，而 Na 則較 Ba 為強。又在金屬性質而論，Ca 較 Mg 為強，Mg 較 Al 為強，至於 Sb 之金屬性，較 Bi 為強，Bi 較 Cu 為強，Cu 則較 Hg 為強，自不待言。雖然所云金屬性之強弱者，係比較之辭，若云 K 之金屬性，較 Ca，或 Ca 之金屬性，較 Sb 強大多者，初不在說明之例也。所謂金屬性強者，乃與 O 容易化合之意，金屬性弱者，與 O 難於化合之謂也。凡此數點，皆極重要，且理解似易而實難，是以雖經屢述，而復及之也。按  $\text{K} \rightarrow \text{K}_2\text{O}$  之形成，較  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$  為易，而  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$  則復比  $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO}$  為易，此種說明，不庸一一述及，諒必知其大概也。現若一躍下降論及  $\text{Hg} \rightarrow \text{HgO}$  之形成， $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O}$  之變化，則較之上位元素氧化物之生成，其難易之別，不可以道里計也。是以依氧化分解之逆則，

$Ag_2O \rightarrow 2Ag + O$  之變化， $HgO \rightarrow Hg + O$  之分解，實屬至易。而  $Na_2O \rightarrow 2Na + O$  或  $K_2O \rightarrow 2K + O$  之變化，則實屬至難之事矣。從 K 元素起，漸向右方。則元素與 O 之結合漸弱，及降而至於 Hg 或 Ag，則結合力更弱，稍一加熱，即放出 O，還爲元素，所謂還元者，僅指金屬氧化物，失 O 而成元素而言耳。是以竊思，若將任意氧化物加熱，應起如何變化，諒可推知。惟上雖同言加熱，依溫度之如何，分解反應之起否不定，是宜注意者也。又下列事實，雖不能一概而論，一般  $HgO \rightarrow Hg + O$  之變化，較之  $Ag_2O \rightarrow 2Ag + O$  之分解，所需之溫度較高。金屬元素愈近左端，則其氧化物之分解溫度亦愈高，諒能首肯者也。從 Hg 經 Cu, Bi, Sb 而向左上推，達 H 元素之氧化物  $H_2O$ ，則雖熱至攝氏二五〇〇度高溫，亦僅極微部分分解云云。現姑不論  $Sb_2O_3$ ,  $Bi_2O_3$  等物，即  $CuO$  亦雖在本生燈焰之強熱，不能分解，惟若將  $CuO$  一面微熱，一面通氣，則可分解如次， $CuO \rightarrow Cu + O$ ，蓋依氧化傾向列，H 較之 Cu，其氧化反應，遠爲易起故也。換言之，H 與 O 之結合力，較之 Cu 與 O 之結合力爲強，是以  $CuO$  之 O，依 H 作用生  $H_2O$ ，而將 Cu 還元，成爲元素，可以知矣。在 Cu 方面而論，將 O 交給 H，在 H 方面而言，則從  $CuO$  接受 O，有交給故能接受，有接受故能交給也。氧化物之 O 一交他物，

則自身即還元而成元素，是以  $\text{CuO}$  受  $\text{H}$  作用，而被還元，從他物接受  $\text{O}$  者，即自身與  $\text{O}$  化合之謂也。 $\text{H}$  元素氧化而成  $\text{H}_2\text{O}$ ，不待言喻。氧化  $\parallel$  還元者，乃一變化之兩面，如形影相隨，無時或缺，有氧化處必有還元，有還元是以有氧化也。根據以上理由，余（原著者）不將氧化反應與還元反應區別為二，僅依氧化反應而究其機微，此種關係，實堪領會者也。與  $\text{CuO} + \text{H}$  相似者，有  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al}$  將此混合物，用  $\text{Mg}$  點火，使起變化，則  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$ ， $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ ，試參照氧化傾向列，則知  $\text{Al}$  較  $\text{Fe}$  容易與  $\text{O}$  相化合，即  $\text{Al}$  與  $\text{O}$  之結合力，較之  $\text{Fe}$  與  $\text{O}$  之結合力為強，依此種變化， $\text{Fe}_2\text{O}_3$  為  $\text{Al}$  所還元，而  $\text{Al}$  則為  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  所氧化，此即台羅米之原理，勿須余（原著者）滔滔者也。此外復有將各種金屬氧化物混  $\text{C}$  加熱之冶金原理，按  $\text{C}$  並非比各種金屬容易與  $\text{O}$  相結合，其氧化傾向，反甚弱小，無論如何，此等氧化物，似無被  $\text{C}$  還元之理。其所以還元者，蓋  $\text{C}$  強熱時，依氧化反應生成之  $\text{CO}$ ，具還元力故也。按  $\text{C}$  在加熱狀態，得有送風，即成  $\text{CO}_2$ ，再通過強熱於  $\text{C}$  層，則成  $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$  反應，亦屬事實，對於各種金屬冶金方面之反應，余（原著者）雖無談論資格，惟據化學常識而論，當能推知其所當然也。余於此處，對於  $\text{C}$  之階段氧化反應問題，有陳述之義務，不可或避。竊思  $\text{C}$  在

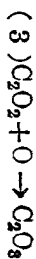
氧化反應初期，先起第一次之氧化反應，



次依次式之第二次之氧化反應，



而生  $2CO$ ，再生第三次氧化反應，



復進而為第四次氧化反應，



而生  $2CO_2$ ，平常所謂 C 經燃燒，依  $C + O_2 \rightarrow CO_2$  反應，而生  $CO_2$ ，實際上乃依上述氧化反應之連續而成者也。此  $CO_2$  經過強熱 C 層時，赤熱之 C，從  $CO_2$  得 O，而欲舉行上述之階段的氧化反應，在  $CO_2$  方面而論，將 C 氧化，在 C 方面而論，則  $CO_2$  為之還元。竊信所謂 C 遂其氧化反應者，乃係  $CO_2$  為 C 還元時所起之階段分解反應也。正式而論， $CO_2$  宜改作  $C_2O_4$ ，不待言喻。故其反應



先成  $C_2O_4 \rightarrow C_2O_3 + O$  繼成  $C_2O_3 \rightarrow C_2O_2 + O$  依此 2 原子 O 之力吾人得想先成  $2C + O \rightarrow C_2O$ ，繼成  $C_2O + O \rightarrow C_2O_2$ ，惟  $C_2O_4$  不能為赤熱之 C，還元至  $C_2O_2$  程度，是宜注意者也。若於  $CO_2$  中，將氧化傾向極大之  $Mg$ ，點火燃燒，其結果生成  $O + MgO$  反應，更加進行，先成  $C_2O_2 \rightarrow C_2O + O$  以迄  $C_2O \rightarrow 2C + O$ ，此殆即本反應之機構也。在冶金方面，不管何種化合物，先在空中燃燒，形成氧化物而還元之，是時所用還元劑，任何皆可，在多數還元劑中，都用 C 者，除價廉外，並無其他特別理由。惟任何金屬氧化物，不能全依此種冶金法，取得所要金屬，是不可誤會者也。氧化傾向強大之  $\downarrow$

$Na \rightarrow Ba \rightarrow Sr \rightarrow Ca$  以至  $Mg$  等，何以不能利用此種方法，諒能推知也。竊思對於金屬氧化物之分解反應說，業已詳盡，本擬對於非金屬氧化物之分解反應，加以說明，惟為便利起見，此項物質，在說明各種酸時，已有所及，現擬從略。又金屬氧化物，依水化反應而生鹽基，非金屬氧化物，依水化反應而生酸類，已如屢述。若將此等水化反應所得之酸及鹽基，加熱，則如之何，按前會述及，金屬性質猛烈元素之氧化物，經水化反應，易生鹽基，元素之金屬性質愈弱，則其氧化物，經水化反應，變成鹽基亦愈難，水化分解之逆則，適與氧化分解之逆則相當，可說明為：

容易水化反應者 → 分解不易

水化反應困難者 → 容易分解

由此觀之，所謂造化（即創造萬物之理想人物）令旨之自然界原理，固不甚多也。能包在同一原理內者，依科學之分科，而附以種種名稱，不亦令人全作別物耶。總之，依據上述理由，鹽基愈強，則分解愈難，愈弱，則分解亦愈易，諒可理解，毋庸例示矣。根據同樣理由，凡元素之金屬性愈強，則其氧化物，經水化反應生成酸類愈易，反之，非金屬性漸次衰弱，則其氧化物之水化反應，亦愈難，依水化分解之逆則，酸愈強則分解愈難，愈弱則分解愈易，與鹽基時不稍或異，如  $\text{H}_2\text{CO}_3$  之弱酸，則起  $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$  之加熱分解，如  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 、 $\text{H}_2\text{SO}_4$  等強酸，則不能如此容易分解，惟若加熱至某溫度以上，則酸起下列分解：

酸 →  $\text{H}_2\text{O}$  + 非金屬氧化物

初生非金屬氧化物，再生階段的分解反應，前曾說明，舉行



之階段氧化反應時，竊信從左端開始氧化反應，愈向右方，則反應愈難，雖間有異例存在，大概如此設想，諒無大誤也。依據氧化分解之逆則，凡非金屬之高級氧化物，須開始分解，而為

高級氧化物  $\rightarrow$  低級氧化物 + O

已在酸處說明。經過上述各項說明，凡對於金屬及非金屬之氧化物，以至鹽基酸類之熱分解，皆可知其大概，本擬繼續對於鹽之加熱分解，加以討論，惟在鹽之因數分解項下，諸君皆知，鹽為（金屬氧化物 + 非金屬氧化物），是以金屬氧化物及非金屬氧化物，在加熱狀態時之知識，即完全可以應用，所宜注意者，鹽類若由強金屬性元素之氧化物，及強非金屬性元素之氧化物而成，則其結合殊強，其構成二要素之性質愈弱，則其結合亦愈弱。惟雖同云鹽類，不能一概而論，

(1) 強金屬氧化物 + 強非金屬氧化物

(2) 強金屬氧化物 + 弱非金屬氧化物

(3) 弱金屬氧化物 + 強非金屬氧化物

(4) 弱金屬氧化物 + 弱非金屬氧化物

顯有上列四種組合，惟分類雖可如此，所謂強金屬性質者，其中有強弱之別，名作弱金屬性質者，自有各種程度，依據同樣理由，在強非金屬性質，及弱金屬性質方面，亦不能一律而論。上述非金屬氧化物，以有不合O之酸類關係，得總括改爲鹽酸成分，及弱酸成分，若將此等鹽類加熱，則應起何種變化。在二因子牢固結合成鹽時，恐不見何等變化也。反之，其結合較弱時，則鹽類分爲二因子，視金屬氧化物性質，或非金屬氧化物性質之如何，而生各種分解反應。上述四種鹽類中，若從二因子結合強度，順次排列，則成(1)、(2)、(3)、(4)與番號相同。其中二因子之結合最弱者，爲(4)對於加熱，較任何鹽類爲弱，自不待言。次爲(3)，其二因子爲弱金屬氧化物+強非金屬氧化物(或強酸成分)，其二者結合之強度，自較(4)爲強，盡人皆知。惟此時使二者之結合強化者，爲強非金屬氧化物，強非金屬氧化物非他，乃高級氧化物，以有下式之分解傾向：



是以其分解反應，較爲容易。其次爲(2)式鹽類，若據前例，加以說明，則使二因子結合強化者，確係強金屬氧化物也。強金屬氧化物者，乃低級氧化物，自不待言，雖加強熱，亦不稍分解。是以其對手雖

爲弱非金屬氧化物，其結合似不爲之稍亂，況在(1)之鹽類耶。惟雖云從強金屬氧化物 + 強非金屬氧化物，所成之鹽類，後者有

對強鹼化物 → 低級氧化物 + O

之弱點，已如前述。若僅對此雖加強熱，亦不分解，惟若投入能使高級氧化物還元之物質，則確生變化。 $K_2N_2O_6(KNO_3)$ 上加以金屬元素，所生反應，卽其例也。依據因數分解， $K_2N_2O_6$ 得分解爲，



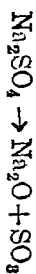
等物。根據氧化分解逆則， $N_2O_5$ 起階段分解反應，依還元劑力之強弱，而成  $N_2O_5 \rightarrow N_2O_4 \rightarrow N_2O_3$ ，金屬元素，同時變成氧化物，不待言喻。如所作用之金屬爲 Pb，則其反應結果，當爲次式：



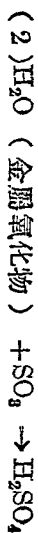
至其反應內容，事極彰著，無庸說明者也。參照上述各項，我儕對於凡百氧化物，或鹽基、酸類，以至無數鹽類之加熱分解之推測，竊信已具充分之知識，本節就此完畢。

(二) 加水分解 凡百鹽類，投之水中，則生如何變化，依照鹽之因數分解，已知鹽從二因子

所組成，所謂二因子者爲何，卽金屬氧化物與非金屬氧化物（酸成分）是也。 $\text{Zn}_2\text{SO}_4$  爲其適例，茲特舉之，此物依因數分解，須成下列反應：

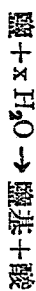


若將  $\text{Zn}_2\text{SO}_4$  之結晶固體，投入水中，則生如何變化。按前會屢述， $\text{H}_2\text{O}$  爲極顯著之兩性氧化物，對於較己更強金屬氧化物，則自爲非金屬氧化物，而行水化反應，對於較己更強非金屬氧化物，則自作金屬氧化物，舉行水化反應，事實昭然，勿庸贅述者也。故  $\text{Zn}_2\text{SO}_4$  依因數分解而生  $\text{Zn}_2\text{O}$ ， $\text{SO}_3$  等，兩氧化物，皆舉行水化反應，



而生  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之鹽基，及  $\text{H}_2\text{SO}_4$  之酸類。所謂  $\text{Zn}_2\text{SO}_4$  之水溶液者，實乃互相當量之  $\text{Zn}_2(\text{OH})_2$  鹽基，與  $\text{H}_2\text{SO}_4$  酸類，在水中對立而成者也。 $\text{Zn}_2\text{SO}_4$  之結晶粒之所以溶於水中者，蓋以此鹽之二成分之  $\text{Na}_2\text{O}$ ， $\text{SO}_3$  等，皆容易水化反應，而生  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  鹽基及  $\text{H}_2\text{SO}_4$  酸故也。在此溶液

中，既有鹽基，復有酸類，對於石蕊試紙，若有反應者然。惟在此種情形，則石蕊試紙，既不變紅，亦不變藍。按  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  爲強鹽基， $\text{H}_2\text{SO}_4$  爲強酸，石蕊試紙似無不感之理，惟若意及此係強鹽基與強酸之互相當量混合物，其鹽基性與酸性之二反對性質，互相對銷，不顯任何特性故也。此種變化，並非爲  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  之結晶粒投水時之特有反應，乃各種鹽類所起之共通反應也。一般稱



爲加水分解，上述  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  之結晶粒，在  $\text{H}_2\text{O}$  中時，得視爲受加水分解，而成  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  與  $\text{H}_2\text{SO}_4$  之當量混合物。依嚴格而論，則在藥品瓶中固狀時爲  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ，一經投入水中，則已不爲  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ，而爲  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  與  $\text{H}_2\text{SO}_4$  之當量混合物矣。不特此也，即在固體狀態置之藥品瓶內，吸收溼氣，其大部雖仍爲  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  鹽，其中有百分之幾爲溼氣相當量之  $\text{H}_2\text{O}$ ，所加水分解，而生互相當量之  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  與  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ，毫無疑義。世皆稱如  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  之從強鹽基，強酸而成之鹽類，與水作用，則一方起加水分解，同時起中和反應，形成  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  鹽類。惟有多量  $\text{H}_2\text{O}$  介在時，斷不能成爲鹽類，吾人皆知

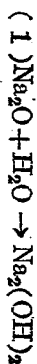
鹽基 + 酸  $\xrightarrow{\text{中和反應}}$  鹽 +  $\times$   $\text{H}_2\text{O}$   
 $\uparrow$  加水分解

中和反應，與加水分解，互爲逆反應。如將溶水鹽基，與混水酸類，互相作用，自生鹽類，惟若在鹽之水溶液狀態，以極嚴密而論其構成，當更複雜，並非僅爲鹽類而已。惟現將難解理論，置之不問，竊擬暫定，中和者，乃鹽類形成時，所需當量成分之鹽基與酸相對立之稱也。視鹽之溶解水量而定，自不能一概而論。若有充分  $\text{H}^+$  足供鹽類二成分水化反應之用，則完全加水分解，而成成分之鹽基及酸。不然若加水分解，在不充分  $\text{H}^+$  中舉行，則其中幾%，固已加水分解，尙有幾%不爲分解者，諒亦有之。是以溶液愈加稀薄，則加水分解愈加完全，而成成分鹽基及酸等物。竊思此處所云成分鹽基與酸之對立，非僅二者之混合物，雖有  $\text{H}^+$  從中阻礙，二者互有陰陽合體之強烈關鍵，實爲親和的存在。親和云者，乃隔水互欲中和之力之謂也。此種事實余（原著者）個人稱之曰：「中和的誘引」。強鹽基、強酸之間，此種能力，殊爲強烈，若二性漸弱，則此力亦漸衰，業已說及之矣。由此觀之，在水多量存在時，雖起中和反應，嚴密而論，並不成鹽類，而係鹽類形成時，所需當量鹽基與酸之親和的對立，諒能充分理解也。然者，所謂鹽者，究何所指耶？按中和反應完結時，應生之鹽類，隔水而



成成分鹽基與酸之對立狀態，是以如將從中妨礙之  $\text{H}_2\text{O}$ ，蒸發乾涸，即得殘渣，是即吾人所稱之鹽類也。又依鹽之性質如何，在正確意味上，鹽之形成，有時或竟不可。惟鹽類大抵多為固體狀態，日常所謂某某鹽之水溶液之語，雖無特加改革之必要，但鹽溶  $\text{H}_2\text{O}$  時，已不復為鹽，而為成分鹽基與酸對立，是須充理解者也。若借世俗妙語而言，中和如視作結婚，則加水分解，適與離婚相當。世俗人常嫉人之美，喜出無謂之惡言，間或命途多乖，受其妨礙而生惡果，謂之「撥水」，（離間或挫折之意）世間以此新婚不久，即感不滿者有之，雖一度離別，不日再得復緣者有之，或竟破鏡難圓，紅脣徒嘆者亦有之。在鹽基與酸方面，亦與此相同，雖經山盟海誓，偕老終生，一遇  $\text{H}_2\text{O}$ ，則亦憂愁苦勞，固與人世無異也。自親化學以來，「撥水」之真意義始知，在化學界方面，鹽類常被入加水，偶一不慎，即傾頭深思，殊不知是即加水分解反應也。在解釋各種化學反應時，實屬至要，在中和反應處，業已說及，各種鹽基與種種酸類，依自由意志，皆得入甜美快樂之新婚生活，食蓼蟲類，各就所好，微弱鹽基，娶取強酸者有之，強鹽基以蒲柳弱質之酸為妻者亦有之，其或以健康第一為必要條件，強鹽基與酸互相結合者有之，或竟無籌可展，弱鹽基與弱酸，同病相憐互相結合者亦有之。是以凡

百鹽基，與各種酸類，互相中和，而生各種鹽類。大凡可分為下列四種：其一為(a)強金屬氧化物 + 強酸成分之鹽類，已將  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  舉為適例，茲擬更對二三鹽類，略一說之， $\text{Na}_2\text{Cl}_2$  即其一也。按此物一般雖寫作  $\text{Na}_2\text{Cl}_2$ ，竊思不若寫作因數分解形式之為適也。即宜寫作  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{Cl}_2$ ，若稍加深思，當知寫作  $\text{Na}_2\text{Cl}_2$  之鹽基，其成分非僅  $2\text{Na}$  與  $2\text{Cl}$  而已。常以視作二元素之化合物，故名之曰氯化物，實則寫作  $\text{NaCl}$ ，深信以為食鹽者，乃  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{Cl}_2$  成分之物也。在變化前後，將  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{Cl}_2$  式中括弧內之  $\text{H}_2\text{O}$ ，不知何故，竟被除去忘卻，在反應結果式上，雖似無若何支障，不亦全為不合條理之方法乎。原子價 1, 2, 3 等所謂金屬氧化物，竟為  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  所還元而成  $\text{H}_2\text{O}$ ，無論如何，不能想像者也。總之，因數分解所得  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{Cl}_2$  等物中， $\text{Na}_2\text{O}$  為金屬氧化物， $\text{H}_2\text{Cl}_2$  為酸成分，各依水化反應，而成

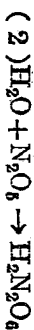
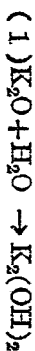


其  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  溶解水中，而成鹽酸，自不待言。今如察其鹽基及酸之強弱，則  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  實為強鹽基， $\text{H}_2\text{Cl}_2$  亦為與此同等之強酸。是以若將  $\text{Na}_2\text{Cl}_2$  與水作用，則兩成分互相水化反應，適生當量之

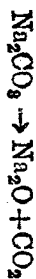
$\text{Na}_2\text{Cl}_2$  與  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  所謂  $\text{Na}_2\text{Cl}_2$  水溶液者，在液中時，實爲上述鹽基，與酸之對立也。再爲白起見，可說明如次。構成鹽類之二成分，互相水化反應，即爲加水分解， $\text{Na}_2\text{Cl}_2$  加水分解，則生  $\text{Na}(\text{OH})_2$  與  $\text{H}_2\text{Cl}_2$ ，在此水溶液中，既具強鹽基，復具強酸，試以紅色石蕊試紙浸入，能變藍色乎？次以藍色石蕊試紙相試，亦不變成紅色。是蓋強鹽基  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  與強酸  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  之量的關係，互相中和而生  $\text{Na}_2\text{Cl}_2$ ，僅其適量存於溶液中。其所以既不呈鹽基性，亦不呈酸性反應者，其強度相等，使其二種特性，互相消滅故也。凡經一次加水分解物質，依中和反應，雖有欲成  $\text{Na}_2\text{Cl}_2$  之勢，在水溶液之範圍內，則以視作形成  $\text{Na}_2\text{Cl}_2$  之適量  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  與  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  之對立爲妥。又  $\text{K}_2\text{N}_2\text{O}_6$  ( $\text{KNO}_3$ ) 亦爲此同型鹽類，此鹽依因數分解，顯成下式：



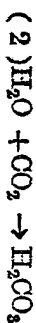
此等二成分，各依水化反應，一生  $\text{K}_2(\text{OH})_2$ ，一生  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ ，自不待言。此種事實，縱不一一式示，



諒必能理解者也。諸君皆知  $K_2(OH)_2$  爲強鹽基， $H_2N_2O_6$  爲強酸，在此水溶液中，用石蕊試紙試之，亦不見任何變化，蓋其反對性，適互相消失故也。又在此水溶液中， $K_2(OH)_2$  與  $H_2N_2O_6$  等物，僅其足供造成  $K_2N_2O_6$  之適量，在對立狀態，勿庸贅述者也。此外此種鹽類，尚有數種，初不僅此，試自加思考，對於該等鹽類之加水分解現象，研究鍛鍊可也。現在吾等進而爲由 (b) 強金屬氧化物 + 弱酸成分 所成鹽類之加水分解， $Na_2CO_3$  及  $K_2(CN)_2$  等，其適例也。 $Na_2CO_3$  依因數分解而成

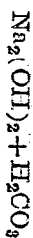


等二成分，此等成分，再舉行次式之水化反應，

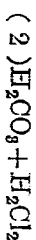


卽一生  $Na_2(OH)_2$  一生  $H_2CO_3$ 。按在水化反應處，業已說明。凡強金屬氧化物，容易水化反應，而生強鹽基，氧化物之金屬性，漸次衰弱，則水化反應亦漸難，僅生弱鹽基而已。又強非金屬氧化物，則

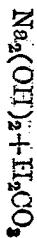
容易水化反應，而生強酸，若次第變為弱非金屬氧化物，則亦漸次形成弱酸，與前者相似。由此觀之，如將前述二成分，各自水化反應，則(1)之水化反應，雖殊容易；(2)為弱非金屬氧化物，經水化反應，而生  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，殊非易易。惟在  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  加水分解時， $\text{CO}_2$  之酸成分，與水作用，生有少量  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，同時  $\text{Na}_2\text{O}$  之鹽基成分，亦與水反應而生  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之強鹽基，所生少量之  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，以受  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之中和的誘引， $\text{CO}_2$  再如  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$  舉行水化反應，而生少量  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，立即再受  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之誘引。是以此  $\text{CO}_2$  再水化反應，而生  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，復被  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  所誘引，如此連續不絕， $\text{CO}_2$  受  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之中和的誘引，漸次水化終了。是以  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  之水溶液者，乃  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之強鹽基，與  $\text{H}_2\text{CO}_3$  之弱酸之當量的對立也。此液對於石蕊試紙，應起如何變化，若將紅色試紙浸入，則即明白變成藍色，若又加以酚酞 (phenol phthalain) 之乙醇溶液一二滴，則一瞬間染成美麗紅色。惟若浸以藍色試紙，則不見如何變化，液為鹽基性，自不待言。上雖述及鹽基與酸為當量存在，惟  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  為強鹽基， $\text{H}_2\text{CO}_3$  為微弱酸類，吾人雖知其在同一液中，互相對立，在實際上， $\text{H}_2\text{CO}_3$  弱酸之共存，果事實乎？茲為解疑起見，溶有  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  之水溶液，則為



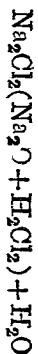
之對立，今若加較  $\text{H}_2\text{CO}_3$  更強之酸類，將  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  中和（以下將『中和的誘引』略作『中和』），則失掉中和對手之  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，定必爲之遊離。蓋  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  溶液中，假定加以  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，則依加水分解之  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  及  $\text{H}_2\text{CO}_3$  上，皆受其作用，茲特式示如次：



恐皆知（1）之中和反應，雖可舉行；（2）之反應，非想像所及也。在事實方面，亦完全如此。

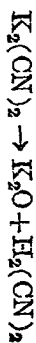


.....



所以  $\text{H}_2\text{CO}_3$  卽爲之遊離，依水分解之逆則， $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ ， $\text{CO}_2$  卽升空消失，若將放出氣體導入透明石灰水內，則顯示白濁色，足證其爲  $\text{CO}_2$  也。根據上述各項， $\text{H}_2\text{CO}_3$  之弱酸，得與  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  共存，諒能充分理解矣。是以凡從成強金屬氧化物與弱酸成分所成鹽類，以加水分

解而生強鹽基與弱酸，其溶液以之而呈鹽基性，自不待言。在上例中，事實上  $\text{H}_2\text{CO}_3$  之存在，已如上述，其所有而若無者，猶濃糖液中，滴以一滴之醋，醋雖未滅，其酸味為甜味所消，不得嘗知而已耳。此種鹽類，以加水分解所生強鹽基，則容易溶水，至弱酸成分，則雖云溶解不易，以受強鹽基成分之中和誘引關係，亦水化反應而變成溶解。普通所謂弱酸者，指  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ， $\text{H}_2\text{S}$ ， $\text{H}_2\text{CO}_3$  等而言，較此等更弱之酸，亦有存在，此等酸之主體實為非金屬性微弱元素之氧化物，故成分鹽基如為水稀釋，則以中和的誘引關係，其成分鹽基對弱酸成分之作用自弱，若酸成分為含 O 之酸，則呈非金屬氧化物狀態而出。若更明白說明，即僅強鹽基成分溶解水中，其弱酸成分，則呈難溶狀態。如欲將此種鹽類製成水溶液，則除成分鹽基以外，加以多量同種鹽基即可，實宜理解之一法也。現舉  $\text{K}(\text{Cr})_2$  為此種鹽類之例，此物依因數分解而成



等物。通例凡不含 O 鹽類，寫作  $\text{K}_2(\text{CN})_2$ ，若無其事，恐此鹽成分，不僅 2K 與  $(\text{CN})_2$  二者而已，似有寫作因數分解形式之必要，余（原著者）為便利起見，對於  $\text{K}_2(\text{CN})_2$ ，雖加以因數分解，依事

實而論，深願寫作  $(K_2O + H_2(CN)_2) \rightarrow K_2O + H_2(CN)_2$  惟此種寫法，與上述各項之關係甚難，實不得已而出此。此二種因子，各自水化反應，而生  $K_2(OH)_2$  之鹽基。至  $H_2(CN)_2$  則溶于水而成  $H_2(CN)_2$  酸。由此觀之，吾人得知  $K_2(CN)_2$  經加水分解之結果，所生鹽基，為強鹽基，酸為強酸，本節之說明，就此可以告終矣。次對 (c) 弱金屬氧化物 + 強酸成分 鹽類之加水分解，略一述之。茲舉  $CuSO_4$ ， $PbNO_2$ ， $Fe_2Cl_6$ ， $(Fe_2O + 3H_2Cl_2)$  等為例，先從  $CuSO_4$  開始，此物若加因數分解，則成下式：



其二因子互相水化反應，則得次式之鹽基及酸：



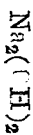
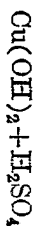
$CuO$  為弱金屬氧化物，實難水化反應，人所共知，是以  $CuO$  成分中，僅其極小部分，形成  $Cu(OH)_2$  而已。而酸成分  $SO_3$  則容易水化反應，而生  $H_2SO_4$ 。此種強酸，立與溶液中所生極少量之  $Cu(OH)_2$  起中和反應， $CuO$  亦以此再水化反應，而成  $Cu(OH)_2$ 。此物復立為  $H_2SO_4$  所中和，此種作用，



經循環週轉多次後，難以水化反應之  $\text{CuO}$ ，終成  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ，互成等量關係，溶之水中，成對立狀態。依  $\text{CuSO}_4$  之加水分解，而成  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  之弱鹽基，與  $\text{H}_2\text{SO}_4$  之強酸，昭然共見。若浸以石蕊試紙，則紅色者變化全無，而藍色者即變成紅色，顯屬酸性。其理由若何，早經申述，無反複之必要。對於鹽基之存在，有所疑問，則試將  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  注入  $\text{CuSO}_4$  溶液中，其意無他，即於加水分解所得之  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  中，加以  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$ ，使與  $\text{H}_2\text{SO}_4$  相作用而已矣。若以式表示，則成下式：



吾人皆知，(1)式不起反應，(2)式則為強酸與強鹽基之中和反應，自不待言。即依下列

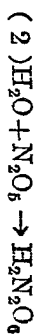
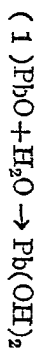


.....



反應，失去中和對手之  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ，以之遊離，此處所生青色沈澱，恐係  $\text{CuO} \cdot x\text{H}_2\text{O}$  本不可寫作  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ，惟為容易理解起見，暫作如此。由此觀之，此種鹽類，依加水分解，而生強酸與弱金屬化合

物，是以水化反應雖云不易，以受在同一溶液中強酸之中和的誘引，完成水化反應，而呈溶解。惟若云此種鹽類對水，皆呈如此作用，則不能一概而論。蓋雖同云弱金屬化合物，其水化反應，各有難易，其不易受成分酸之誘引者，自亦有之。惟對於單獨鹽類，無可如何時，屢加成分酸，俾成溶液狀態，是宜注意者也。關係此種鹽類，前曾舉及  $PbN_2O_6$  與  $Fe_2Cl_6$  等物， $PbN_2O_6$  依因數分解而成  $PbO + N_2O_5$  等物，自不待言。此等成分，再各受水化反應，而成

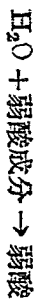
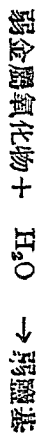


等物。至於  $FeCl_6$  則實擬寫作  $(Fe_2O_3 + 3H_2Cl_2)$ ，是以因數分解，則成下式：



此等再互相水化反應，而成  $Fe_3(OH)_6$  與  $3H_2Cl_2$  酸，無容說明者也。凡此鹽類之一切行爲，與  $CuSO_4$  完全無異，茲中止敘述，諒非不親切也。最後對於從 (d) 弱金屬氧化物 + 弱酸成分 所成鹽類之加水分解，略一述之，藉終此節。按上述加水分解各例，皆係鹽基與酸皆強，或二者之中，一強一弱，是以在同一溶液中對立之鹽基與酸，互受中和的誘引，或受一方強鹽基，或強酸之中和的

誘引，他方爲之溶解。惟現在進而申述者，爲從弱金屬氧化物，與弱酸成分所成之鹽類，若亦可加水分解，則生弱鹽基與弱酸，自不待言。但以一般而論，下列



之水化反應，實不易起。是以雖將此種鹽類，投之水中，恐亦難於加水分解。但並非全不加水分解，蓋此種鹽類之二種成分，並非完全不起水化反應，其大部鹽類，雖保持原狀，懸於水中，其極小部分，仍加水分解，而生弱鹽基與弱酸等物。惟雖同云弱鹽基或弱酸，其比較的強度，各有不同，並非完全相等。若依嚴密而言，則以一方較強，一方較弱爲普通。是以在加水化反應時，其鹽基與酸比較強度，雖各不同，在同一溶液中，起水化反應時，則弱金屬氧化物，或弱酸成分，受強鹽基或強酸之中和的誘引，進行水化反應，迨二者互成等量關係而止，所謂經加水分解之鹽基或酸者，乃形成此鹽時所需二成分間之等量對立之意，自不待言。由此觀之，溶解殘存鹽類，及此鹽加水分解所生之鹽基及酸等三物，皆爲一定之數理的存在，實屬有趣。依一般而論，此種鹽類，殊難加水分解，對水普通亦難於

溶解，已如上述。吾人若對於從弱金屬氧化物，與弱酸成分，所成鹽類，細加考察，除  $\text{Na}$ ， $\text{K}$  之弱酸鹽類外，皆為難溶性化合物，諒能徹底理解也。惟關係此種鹽類，此外尚有足加注意之異例在焉。弱酸成分，為揮發性物時之行爲，即其例也。按此種鹽類，投之水中，則鹽微受加水分解，而生弱鹽基與弱酸。此時弱酸之主體，若為揮發性物，則逐漸逸散而出反應圈外，加水分解，亦緣之大為促進。若稍加熱，則反應立即完結。例如將全不用水，完全乾式製成之  $\text{Al}_2\text{S}_3$ （余（原著者）擬寫作  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{S}$ ）投之水中，而加熱之，則成完美之  $\text{H}_2\text{S}$  之製法矣。若將此種反應，詳加考察，則此鹽先依因數分解，而成



次復自水化反應，而成  $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{OH})_2$ ，至  $3\text{H}_2\text{S}$  則溶水而成  $\text{H}_2\text{S}$  酸，自不待言。是以  $\text{Al}_2\text{S}_3$  實為弱金屬氧化物，與弱酸成分所成之鹽類。按  $\text{Al}_2\text{O}_3$  雖為弱金屬氧化物，比較的容易水化反應，又酸成分之  $\text{H}_2\text{S}$  為氣狀物質，一稍加溫， $\text{H}_2\text{S}$  即升空消失。再行加水分解而生  $\text{H}_2\text{S}$  與前同稱，復出反應圈外而消失。加水分解如循環不息，遂使加水分解完全完結，溶液中僅餘鹽基成分之

$Al_2(OH)_6$ 。而已。此種異例，此外尚有少數存在，惟此種異例，斷非此種鹽類之代表的加水分解例樣，是宜注意者也。依據上述各項，對於加水分解現象之說明，業已備具，茲擬告一段落。惟有一事，須附言者，從各種鹽類之加水分解現象，吾人得知此等鹽類對水之溶與難溶也。即酸成分雖弱，其成分鹽基若為強性，則可溶於水。反之，鹽基成分雖弱，若成分酸為強酸時，則自亦可溶於水。至強鹽基與強酸所成鹽類之可溶於水，更無庸說明者也。其水化反應不易，而難溶於水者，僅弱金屬氧化物，與弱酸成分之鹽類而已。惟難溶於水之化合物，初不僅此也。人所視為由弱金屬氧化物，與強酸成分所成鹽類中，亦有難溶者存焉。通例以  $Ag_2Cl_2$ ， $Hg_2Cl_2$ ， $PbCl_2$ ，之三種氯化物，及  $CaSO_4$ ， $SrSO_4$ ， $BaSO_4$ ， $PbSO_4$ ，等四種硫酸鹽，為其例外。在余（原著者）目下程度之思索與實驗，解釋此種異例，殊屬困難。竊思此等化合物，恐非如此簡單也。今如有純粹  $BaSO_4$  鹽類，則定能溶解水中。竊思普通寫作  $BaSO_4$ ，衆皆以為難溶物質者，恐為  $BaSO_4$  化合物，與其他之鹽基、酸類或鹽類化合物，而成之複化合物也。其真偽如何，雖尚不明，此等例外物，豈非即所謂重鹽乎。現在對於上述之難溶性化合物，姑置不論，其單鹽之難溶於水者，如何可使溶解，實一相當重要問題。惟此處所謂

溶解者，並非在鹽之原有狀態，使之溶解而言，惟其難溶，故設法使其溶解，雖其成分，稍有不同，固非所問也。其要點僅一而已，即加以較成分酸更強之酸即可。至其原理如何，諒不言自明矣。按此等鹽類，乃由弱金屬氧化物，與弱酸成分而成。是以此等成分實難水化反應，事屬當然，雖然其中極小部分，仍互相水化反應，而行加水分解，若以較成分酸更強之酸加入，則稍行加水分解之成分鹽基，以受中和的誘引而出，弱金屬氧化物，亦漸次繼續水化反應，曩之所謂難溶性物質者，遂致溶解。其結果，成分之弱酸以之遊離，若弱酸之主體為氣狀物質，則大加發泡逸散，否則亦戀戀不舍，逗留同一溶液中。至於何酸，較他酸為強，則於酸之強弱項下，業已詳述，茲略。根據同一原理，若加以成分鹽基更強之鹽基，則依其中和的誘引，而形成溶液者亦有之。



## 六 重鹽

(一) 鹽與鹽基之化合物 此處現有某種可溶性鹽類之溶液，若加以某種沈澱劑，則兩相反應，而生沈澱。當然同時亦生可溶性物質，茲暫置不論，僅對於

(1) 可溶性鹽之溶液

A.

(2) 沈澱劑

B.

(3) 生成沈澱

C.

之關係，加以思索，所深覺有趣者，爲

└→ 若過剩加入 → 完全沈澱

A + B → C

└→ 若過剩加入 → 沈澱溶解



之關係，此種關係，余（原著者）實不能否定，實為各種反應之通有事實，至二者反應而生沈澱時，則更不待言矣。竊信依據此種反應，而生下列所示之化合物與化合物之化合物。

(1) 鹽 + 鹽基      之化合物

(2) 鹽 + 酸        之化合物

(3) 鹽 + 鹽        之化合物

此種鹽類，余（原著者）總稱之曰重鹽，蓋示單一鹽類與鹽基，酸或鹽，重疊化合而成鹽類之意也。惟名稱如何，無關緊要，在紙上空論之化學方面，名稱雖亦為重要問題，若在探究自然的機微之化學方面，則對於名稱等物，固不之問，僅對於目見之事實，大加首肯，已足矣。現且不表，依一般而論，鹽 + 鹽基 之重鹽，大多難溶於水，鹽 + 酸 之重鹽，則似為水中可溶性者然。至於 鹽 + 鹽 之重鹽，則可說明如次，兩種鹽類，皆依因數分解，而成金屬氧化物，與酸成分。

A 鹽                  B 鹽

金屬氧化物 > 金屬氧化物

## 酸成分 一 酸成分

依一般而論，酸成分互爲同一酸質，至二金屬氧化物，則一方常爲比較的弱金屬氧化物，他方必爲較此更強金屬氧化物。竊思若此強金屬氧化物中之主要元素之金屬性質，較之弱金屬氧化物之主要元素，強大殊多，則成可溶性重鹽。若其強度之差，極爲微小，則成難溶性重鹽。總之，強金屬氧化物，與弱金屬氧化物之相差若大，則由二者化合之重鹽，能溶於水，若其相差愈小，則由二者化合生成之重鹽，亦漸呈難溶性。茲先從 鹽十鹽基 之重鹽，開始說明。一般此種鹽基性之鹽類，難溶於水，在加水分解項下之所謂難溶性鹽者，依大概考察，不亦皆係 鹽十鹽基 之重鹽耶。按此時水中所生沈澱成分，與從水中取出乾燥物質之成分，並非同一物質，深需注意者也。蓋從水中抽出，加熱燥乾，此種操作，雖依加熱之程度而異，能使成分變化，斷不可一時或忘。以成分資格參與化合之 $\text{H}_2\text{O}$ 之飛去，乃不能否定之事實也。惟一方依照水分解之逆則，自不能一概而論，茲舉 $\text{CuSO}_4$ 之水溶液爲A， $\text{Na}_2(\text{OH})_2$ 爲B，次對於此B加入此A時之反應，略一考之。按 $\text{CuSO}_4$ ，依因數分解，而成



等物，當然在水溶液範圍之內，各自水化反應，而成  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ， $\text{H}_2\text{SO}_4$  等物，自不待言。由此觀之，所謂  $\text{CuSO}_4$  溶液者，顯為

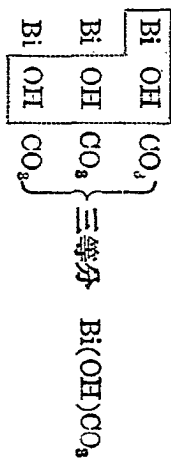


等二性之對立也。是以溶液中加以  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  者，與  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  上加以  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  及  $\text{H}_2\text{SO}_4$  上加以  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  無異，若用反應式表示，則宜有下列之二種反應。



惟(1)式反應，乃鹽基與鹽基之反應，在普通意義上，不生任何反應；(2)式顯為中和反應，此處所生沈澱，易誤以為  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ，實以過剩  $\text{CuSO}_4$  之作用，而成  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$  成分物質（其成分，當然依相互量的關係，而不一定），此顯係  $\text{CuSO}_4$  鹽，與  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  鹽基之重鹽，自不待言。又讀者諸君，一見  $\text{Mg}(\text{CO}_3)_2 \cdot (\text{OH})_2$  之化學式，定必大驚小怪，幾至頭目昏眩，惟如想及此係 鹽

十鹽基 之重鹽，當即不足驚異矣。此處亦有因數分解之必要，試將上式分成鹽與鹽基，則上式乃係  $3MgCO_3$  之鹽，與  $Mg(OH)_2$  之鹽基而成，易於理解矣。是以寫作  $Mg_3(CO_3)_2(OH)_2$  之化合物者，乃即  $3MgCO_3 \cdot Mg(OH)_2$  之重鹽也。如此表示，本合情理，而今不此之圖，畫蛇添足，將此二者交錯，一似化合物，紛紜惑衆，不抑弄巧反拙耶。此種惡例，不勝枚計，吾人若對於上述各項，細加理解，則雖遇  $Bi(OH)CO_3$ ，亦斷不爲之消魂，惟恐不能如此容易理解，蓋窮於因數分解故也。此時一見此式，即能決定  $Bi(OH)CO_3$  爲  $Bi(OH)_3$  與  $Bi(CO_3)_2$  等二者之重鹽，而無錯誤。若依余（原著者）之主張， $Bi(OH)_3$  宜寫作  $Bi_2(OH)_6$ 。茲爲便於理解，免生紛紜起見，寫作  $Bi(OH)_3$ 。由此觀之， $Bi(OH)CO_3$  鹽者，實乃  $Bi_2(CO_3)_2$  與  $Bi(OH)_3$  之重鹽，諒能明白理解。然此物果能寫作  $Bi(OH)CO_3$  與否，恐仍有疑問，吾人皆知，所謂元素之原子量者，乃比較的重量，是以元素原子，互成化合物時，其各元素原子比較的重量總和之分子量，自僅表示參與化合各元素之重量比而已。對其比之各項，同乘某數，或同除某數，比值固不爲之稍變也。故  $Bi(CO_3)_2$ 、 $Bi(OH)_3$  之重鹽，三等分之而成  $Bi(OH)CO_3$ ，一如圖示：



其成分元素之化合重量比，原未稍變也。是以在重量的數理方面，雖無若何支障，惟在化學反應之進行上，此種寫法，究何所指，不易明瞭。竊思無論如何，非作重鹽，進行思索實驗不可。關係此種重鹽方面，雖更舉幾例，亦完全相同，茲特再舉  $\text{Co(OH)Cl}$ ，藉資此方面之練習。此物當然不能因數分解，惟一經目視，當知  $\text{Co(OH)Cl}$  乃  $\text{CoCl}_2 \cdot (\text{CoO} + \text{H}_2\text{Cl}_2)$  之鹽，與  $\text{Co(OH)}_2$  之鹽基，所成之重鹽也。茲為便利起見，寫作  $\text{CoCl}_2$ ，而圖示之：



則有上圖之關係，定能理解。依據上述各項，對於 鹽 + 鹽基 之重鹽，諒得充分之知識矣。竊思至

少在水溶液中，所生難溶性化合物，恐皆係此種重鹽也。

(二) 鹽與酸之化合物 鹽 + 鹽基 之重鹽，一般為難溶性，反之 鹽 + 酸 之重鹽，大抵能溶於水，我儕現先從  $\text{NaHCO}_3$  開始討論。按此鹽，普通稱為酸性鹽，而寫作  $\text{NaHCO}_3$ ，在實際方面，竊恐非即  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{CO}_3$  之重鹽耶，惟此重鹽，為何寫作  $\text{NaHCO}_3$ ，諒亦無庸在此說明。



一見上圖，諒必心有所思矣。與此相類之重鹽，復有  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ，其他類似鹽類，諒亦不在少數，對於上物，若細加玩味，即可知為  $\text{CaCO}_3$  與  $\text{H}_2\text{CO}_3$  之重鹽。若能二等分，則早已鼓勇除二，惟以不能除二，故潦草糊塗，而成  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ，與此相似實例，可復見於  $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$ ， $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$  等物，此二物之為  $\text{BaSO}_4$ ， $\text{H}_2\text{SO}_4$  之重鹽，與  $\text{PbSO}_4$ ， $\text{H}_2\text{SO}_4$  之重鹽，可無疑義。此時反應，則諸君皆知，若以  $\text{Ba}$  之可溶性鹽為 A，而以 B 之稀  $\text{H}_2\text{SO}_4$  使之作用，則生 C 之白色沈澱，遂致溶解，此時生

成物質，即為  $\text{BaSO}_4$ ， $\text{H}_2\text{SO}_4$  之重鹽，自不待言。若更舉例，則有  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ， $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  等物。按  $\text{H}_0\text{P}_2\text{O}_6$  酸，用  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  中和時，依相互量的關係，而生此物酸性鹽類及  $\text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_4$  鹽，其最後之鹽，通常稱作酸性鹽。上述鹽類，皆係重鹽，自不待言。其因數分解，雖不可能，若一見其分子式，當知寫作  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  鹽類之為  $\text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_4$  之鹽，與  $2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_4$  之酸之重鹽也。茲為容易理解，及避免煩雜起見，應作  $\text{H}_0\text{P}_2\text{O}_6$  之處，除 2 而作  $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_4$ ，同時  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  亦除 2 而作  $\text{NaOH}$ 。據一般說明， $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_4$  中，具造酸之 H 凡 3 原子，其一原子若為  $\text{Na}$  所置換，則生  $\text{NaH}_2\text{P}_2\text{O}_4$ 。若其 2 原子為  $\text{Na}$  所代入，則生  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ，諒已熟聞而深知。



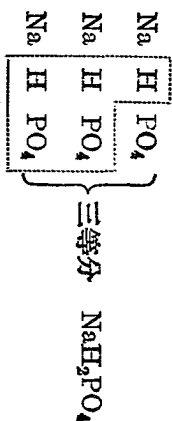
此種說明實極巧妙之能事，然在事實方面，恐未必如此也。凡對事象之說明，簡而得要，對於斯學之向上進步，在某程度之內，固有所助，惟在再進一步之某點，即遭挫折，乃為不可否定之事實，是以非徹底依照事實說明不可，所謂徹底依照事實說明者何也，即依造化之本旨而說明之是也，竊思支

配自然界之原理，並非如一般所思之層出不窮，而僅簡單之數種而已。且全無捏造不自然之理論在其中，依解釋之方法如何，實爲極淺近之事實，不拘吾儕知識之如何淺陋，亦不難理解。惟單一現象，幾一時相繼而起，一若複雜難解者然。但所謂複雜現象，乃極容易理解，單一現象之集合，若能致意及綜合與分析方面，加以思索，實驗，則實能作極有趣問題解釋。總之，不逞小智，以柔順忠實態度，對自然現象，實屬至要。要知雖微細事象，與宏大宇宙，有部分與全體之關係，是不可須臾或忘者也。雖然，人之所謂鹽基性或酸性鹽者，余（原著者）則作重鹽說明，二者之間，與造物本旨，孰近孰遠，不得而知，竊以爲余（原著者）之思想，天真瀾漫，似較爲自然也。試思凡大發明，經具有高遠學理之大家而成者至少，其關鍵，反在對於自然狀態，始終忠實，深思不斷者之乎，此等人物，對於捏造勉強附會之學理，固全不知也。蓋具此種之心境，始能觸造物之機微耳。是以所謂真理者，實屬至易，雖無高度之教養，亦能充分理解也。真理之發明，在忠實者之乎，已如上述。若此種真理，與人類之繁榮，有所供獻，則受惠無窮，若爲使真理難解之學理，則竊思反不若無之爲得也。惟有人對於無影無蹤之小智，絕對信用，舉一生精力，投之概念遊戲，惟恐不足者，所在多有。其實驗雖盛，對於自然之真理，



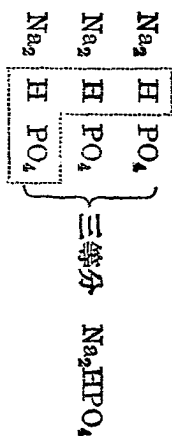
僅飾以離奇之概念，愈使難解而已，而人復以此種難解之概念為基礎，大發議論，錦上添花，如此連續不絕之結果，學問雖云大有進步，對於人類一無所益，學問愈加進步發達，則非特不能受惠，反沈入悲痛過酷之陷窞。是蓋學問離反神意之所致也。若此係事實，則此種學問，反不若無之為得也。言念及此，想及世界之將來實不寒而慄，不禁淚為之下矣。茲為便利起見，關於上述各項，姑置不論，而對於  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ 、 $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  等重鹽，略一討論之。

$\text{NaH}_2\text{PO}_4$  為  $\text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_7$  與  $2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$  之重鹽，已如前述，若用圖示，則成



諒必更加明瞭矣。上式寫作  $(\text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7)$ ，或寫等分式而成  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  皆可，已如屢述，蓋其成分元素之化合量比，全無變化故也。根據同樣理由， $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  鹽，實屬  $\text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_7$  二分子，與  $\text{H}_2$

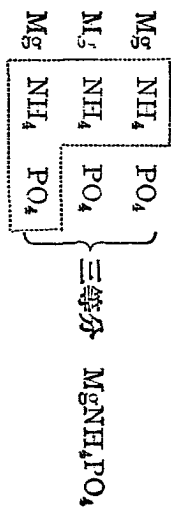
PO<sub>4</sub>之一分子之重鹽也。若用圖示，則成下式：



更一目了然矣。此種實例，其他尚有幾種，上述者，僅其一例而已。若遇此種化合物時，此種解釋，即浮腦海，已足矣。又依一般而論，鹽與酸之重鹽，大多可溶水中，是宜注意者也。

(三) 鹽與鹽之化合物 前曾說及，凡構成此種鹽類之二種鹽類之酸成分，為同一酸類，僅其鹽基成分，一為強金屬氧化物，一為弱金屬氧化物而已。如金屬性性質，相差甚大，則似成可溶性重鹽，相差甚小，則似成難溶性重鹽。茲先從  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$  之化合物，開始討論。按磷酸之  $\text{PO}_4$  所具三分子H，若云二分子為  $\text{Mg}$  置換，所餘一分子為  $\text{NH}_4$  所置換。在說明方面，雖可謂大告成功，惟在事實方面，恐未必如此，稍一深察，即可知其為  $\text{Mg}_2(\text{PO}_4)_2 (\text{NH}_4)_2\text{PO}_4$  之重鹽也。若用圖解，

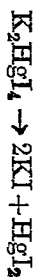
則成下式：



諒能理解。現若對於構成重鹽之成分鹽，加以考察，其酸成分，依水化反應，而成  $\text{H}_3\text{PO}_4$  酸，至其鹽基成分，則依水化反應，一成  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ，一成  $\text{NH}_4\text{OH}$ ，互為弱鹽基物，其差至小，是以此種重鹽，難溶於水，與所想像者，完全符合。次復對於習知之  $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ ， $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$  等鹽類，略一及之。或以為，余（原著者）竟將此等鹽類，視作重鹽，怒形於色。亦未可知，依照普通說明， $\text{Fe}(\text{CN})_6$  之離奇複雜團體，乃含有三分子 H 之酸，其 H 為 K 所置換，而生  $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ ，對於  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ ，亦完全同樣說明，在余（原著者）觀之，實屬難解，以目下之知識，不拘如何焦灼，不能恍然大悟。竊以為無論如何， $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$  之鹽，並非單一鹽類，而乃  $3\text{KCN} + \text{Fe}(\text{CN})_6$  之鹽與鹽之重鹽也。按凡不

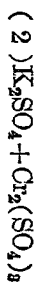
含氧酸，普通寫作  $\text{KCN}$  或  $\text{Fe}(\text{CN})_2$ ，余則將簡單寫作  $\text{KCN}$  者，寫作  $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2(\text{CN})_2$ ，視爲  $\text{Fe}-(\text{CN})_2$  者，寫作  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2(\text{CN})_2$ ，縱不利用因數分解，其酸成分，同爲  $\text{H}_2(\text{CN})_2$ ，其成分鹽基，依水化反應，一成  $\text{K}_2(\text{OH})_2$ ，他成  $\text{Fe}_2(\text{OH})_6$ 。可知其主要元素  $\text{K}$ ， $\text{Fe}^{\text{III}}$  等之元素之金屬性質，相差甚遠。是以吾得推知，此種重鹽，能溶於水。又以此二鹽之酸成分，完全相同關係，所謂  $\text{K}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$  溶液者，亦可視爲  $\text{H}_2(\text{CN})_2$  酸中， $\text{K}_2(\text{OH})_2$  與  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  之對立，殊屬有趣。此種說法，若在  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$  與  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  重鹽方面，同樣說明，則亦可說作  $\text{H}_2\text{PO}_4$  之同一酸中， $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ， $\text{NH}_4\text{OH}$  等二鹽之對立也。此種對立二鹽基之鹽基成分之強弱，如相差較大，則此種重鹽，即能溶解。相差較小，則不易溶解。惟當然不能一概而論，例外之事，在所難免。根據上述理由，雖稱爲  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$  鹽者，亦爲  $4\text{KCN} + \text{Fe}(\text{CN})_2$  等二鹽之重鹽，其種種說明，雖略而不述，諒必能知其爲  $\text{H}_2(\text{CN})_2$  酸中， $\text{K}_2(\text{OH})_2$  與  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  之對立也，其二鹽基之強弱，相差甚遠，而爲可溶性鹽類，自不待言。此外吾儕復舉納思力試藥 *Nessler's Reagent* 之主體  $\text{K}_2\text{HgI}_4$  爲例，人皆知  $\text{Hg}^{\text{II}}$  鹽上，加以  $\text{KI}$ ，立見美麗悅目之菲紅沈澱，此即視爲  $\text{H}_2\text{I}_2$  之物也。若稍一過剩加入，則曩之紅色即

消失無遺，而成無色透明溶液。此物之成分，吾儕常寫作  $K_2HgI_4$ 。若將此物因數分解，則成下式：



可知其為  $2KI$  與  $HgI_2$  之重鹽也。若依余（原著者）之主張，寫作  $KI$  者，宜改作  $HgO + Hg_2I_2$ ，惟為容易理解起見，暫且不改。前曾述及依想法之如何，此物得視為在  $HI$  酸中， $KOH$  與  $Hg(OH)_2$  之對立也。此種對立，上雖從未述及一方必為強金屬氧化物，他方必為弱金屬氧化物。謂之金屬氧化物，與非金屬氧化物之對立，自屬可能。又在水溶液範圍之內，視作鹽基與酸之對立，亦無不可也。又上述重鹽之鹽基成分，強度相差甚大，構成可溶性鹽，即能明白推定。竊思 鹽 + 鹽 化合物之可溶性重鹽，不知何故，乃不含氧酸類之鹽，在單鹽時一為可溶，一為難溶，一成重鹽後，即變成可溶性物質，吾儕呼作錯鹽，如上示之  $K_2Fe(CN)_6$ ， $K_4Fe(CN)_6$ 。以至  $K_2HgI_4$  等物，適與此相當。依余（原著者）之目下學識，對於無氧酸類之性行，尙未充分明白，雖無更進一步之知識，深願更行思索實驗，闡明機構，是所馨香禱祝者也。關於此等鹽類，最後欲為一言者，乃  $3HCN Fe(CN)_6$  之重鹽， $4HCN Fe(CN)_6$  之重鹽，以及  $2HI HgI_2$  之重鹽等之存在事實。此等鹽類，以為 鹽 + 鹽

之重鹽關係，普通宜呼作酸性鹽，若特將上物交錯表成一式，則成  $H_2Fe(CN)_6$ 、 $H_4Fe_3(CN)_6$ 、 $H_2HgI_4$  換言之， $Fe(CN)_3$ 、 $Fe(CN)_2$ 、 $HgI_2$  等難溶性鹽類，在 KCN 中固能溶解，在 HCN 中，亦能溶解，而成重鹽。又吾儕除上述各種重鹽之外，尚有一種新奇重鹽之存在，是不能不為諸君告者也。按互為可溶性鹽類，化合而成結晶，乃事所常有。例如



等物，即其例也。此等物質，吾儕普通呼之曰：複鹽，似為硫酸鹽類，特有之性行，殊屬有趣。(1) 乃顯可視作  $H_2SO_4$  中  $K_2O \rightarrow K_2(OH)_2$  之強鹽基，與  $Al_2O_3 \rightarrow Al_2(OH)_6$  之弱鹽基之對立。換言之，視作以  $H_2SO_4$  為背景，乃  $K_2(OH)_2$  之弱鹽基，與  $H_4AlO_6$  之弱酸之對立，亦可也。對於(2)(3)各項，亦與此完全相同，依據上列說明，對於重鹽之說明，暫告終結。



## 七 反應二則

(一) 反應第一則 所謂化學反應者，即非氧化物之相互反應不可。是乃余（原著者）貫通全編之主張，自不待言。又反應時，以金屬氧化物爲陽，非金屬氧化物（或酸成分）爲陰，已如屢述。又按一方強金屬氧化物，與他方之非金屬氧化物，二者之性質愈強，則以水爲媒介而成之中和反應，亦愈猛烈，更無庸說明者也。反之，弱金屬氧化物，與弱非金屬氧化物等之性質愈弱，則中和反應亦愈難進行。吾人皆知金屬性質，與非金屬性質，乃完全反對之逆性質。是以所謂一方氧化物主要元素之金屬性質強烈，與他方氧化物主要元素之非金屬性質強烈者，其二點者之連結直線，實可謂至長。





若用距離二字，則可簡單，既可說為二點之距離甚遠，亦可說二點間之相差至大。反之，若將弱金屬性質與弱非金屬性質之二點，用直線連結，雖依其程度而定。



參照上列圖示，可見其對象之梗概矣。1之反應容易，2之反應不易，此等事實，理解實易，凡研習化學人士，須深切理解者也。按2為反應最難場合，通例吾儕所最易遭遇者，為



3、4之狀況。若遇此等物質，應如何處置，則若為3時，



僅將二者之距離，延長至點線地位即可，一如上圖。換言之，即將二者之相差加大足矣。然則應如之何，將弱非金屬氧化物，變成強非金屬氧化物即可，自不待言。按弱金屬氧化物，為比較的低級氧化物，強非金屬氧化物，為高級氧化物，已如屢述，無庸多贅者也。欲使 低級氧化物↓高級氧化物 使用適當氧化劑，即可達到目的。又在 4 時，



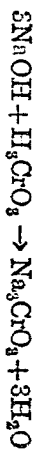
則與 3 時同樣，將二點之距離，加大即可，是以僅將弱金屬氧化物，變成強金屬氧化物即可。然者如何方可達此種目的耶，前曾屢次說明，弱金屬氧化物，較之強金屬氧化物，為高級氧化物。強金屬氧化物之為低級氧化物，事屬當然，是以設法，將較為高級氧化物，變成低級氧化物即可，加以還元劑

使之作用，即可達目的。一經如此操作，則平日視作難於反應之物質，亦能容易反應也。此種事實，余（原著者）稱之曰：反應第一則，或以爲如此冗長說明，似宜設法要約，以便記憶。殊不知無需暗記，理解是要，總之，如物質之距離互相接近，則用適當方法，遠離即可，若相差甚小，則擴而大之可也。若欲記憶，卽此二則，已足矣。按名稱如何，無關重要，所望者深切之理解耳。若僅依暗記，則一遇事實，卽束手無術，在緊要時期，一無所用。竊思吾儕所欲學者，乃原形之自然現象，並非依概念，所捏造附會之學理也。茲爲深切理解起見，將3、4二例說明之。惟在本項說明之前，對於氧化劑與還元劑二物，略一述之。氧化劑者，乃以高級氧化物爲主體之物質，實卽強非金屬氧化物，自不待言。而強酸之主體，又皆係強非金屬氧化物，是以此等氧化物者，在酸節處業已說明，乃作

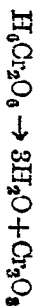
高級氧化物  $\rightarrow$  O + 低級氧化物

分解物質之總稱也。當然，凡含O強酸，皆可視爲氧化劑。至於還元劑則凡一般能與其他物質，吐出之O容易化合之物質，無一不可。卽以曩見之金屬元素之氧化傾向列而言，金屬元素，依據是項順序，亦完全爲還元劑之一種。其他如有低級氧化物  $\rightarrow$  O  $\downarrow$  高級氧化物，具此種傾向者，亦爲還元劑

之一種，自不待言。茲將二氧化物之相差，與氧化劑使用之一例，略一述之。可溶性  $\text{Cr}^{III}$  鹽中，加以  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$ ，則生  $\text{Cr}_2(\text{OH})_6$ ，人所共知。現為說明習熟起見，將  $\text{Cr}_2(\text{OH})_6$  除 2 而作  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ 。此物乃為從兩性氧化物，水化反應而得之鹽基，若遇較已更強鹽基如  $\text{NaOH}$  者，即呈酸性形態，在此種意義之下，若將  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  變成酸形，則為  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ，當然須起下列

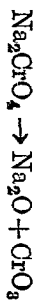


反應。惟  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  實為弱酸，前曾屢述，所謂酸之性質者，乃酸主體之非金屬氧化物之性質也。若用因數分解，則酸之本體即可察見，惟若欲將  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  加以因數分解，則恐感覺困難。按此酸依余（原著者）之主張，非寫作  $\text{H}_6\text{Cr}_2\text{O}_6$  不可，然者分解而成

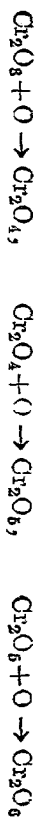


一目瞭然，若作  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ，則不克如此。是以 2 倍，巧裝符合。試思酸為非金屬氧化物，經水化反應而生。是以酸以非金屬氧化物為主體，自不待言。在  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  中，雖多經探究，酸之主體，無從得見，若僅輕云為便利起見，舉行 2 倍云云，實非使初學人士，導入不可解之第一步乎。余（原著者）既如此

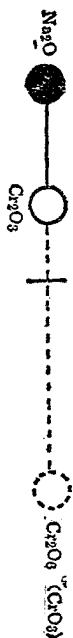
主張，而仍用 2 除式（應作  $H_2CrO_6$  之處除 2 而作  $H_2CrO_3$ ）泰然如若者，一面欲使反應式，深切理解，他面恐以不習見慣方式關係，致礙理解故也。在此書中，僅望人能理解余（原著者）之主張，初不願將世界各國所公定之此種化學式，加以徹底之變更也。這且不論，在前反應中， $NaOH$  雖為強鹽基， $H_2CrO_3$  則實屬弱酸反應，雖非全無，殊屬難起。若云應如之何，則僅將二者之距離，加大即可，自不待言。按弱酸  $H_2CrO_3$  之主體，依因數分解而成  $Cr_2O_3$ ，諒蒙了解。要之，將  $Cr_2O_3$  之低級氧化物，氧化而成高級氧化物，即可。是以試以  $H_2O_2$  浸入徘徊傍徨之反應系中，而加熱之，則立見深綠色液體，逐漸變成黃色透明，難行之反應，以之終結。此處所生者，乃  $Na_2CrO_4$  也。若用因數分解，則顯成下式：



依  $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O$  之關係， $Cr_2O_3$  變成  $CrO_3$ ，惟斷不可誤認以為，由  $Cr_2O_3$  直接變成  $CrO_3$ ， $Cr_2O_3 \rightarrow CrO_3$  在  $Cr_2O_3$  變成  $CrO_3$  之前，中間經過幾段之氧化反應，在 2 除式方面，雖寫作  $CrO_3$ ，依正式而言，應寫作  $Cr_2O_6$ 。竊思依據階段的氧化反應，而成下式：

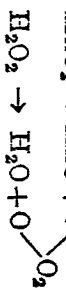


茲將圖解，嵌入如次：

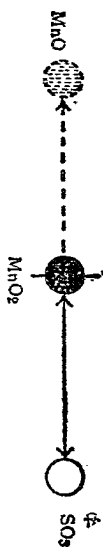


$3\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}$  將二者之距離加大，使中和反應，得以完結，吾儕試一深思，所謂二者之距離，二者之相差云者，究何所指耶。熟察其原子價， $\text{Na}_2\text{O}$  中  $\text{Na}$  之原子價為 1， $\text{Cr}_2\text{O}_3$  中  $\text{Cr}$  之原子價為 3， $\text{Cr}_2\text{O}_3$  中  $\text{Cr}$  之原子價為 6，可見  $\text{Na}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$  之原子價之差為 2，至於  $\text{Na}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_6$  之原子價之差為 5，諒能了解。原子價之相差僅 2，此其反應之所以不起也。次將 4 式反應之一例，略一述之。試將極少量之  $\text{MnO}_2$  粉置之試驗管中，而加以稀硫酸，反應似有而實無。吾人皆知  $\text{H}_2\text{SO}_4$  為強酸，至於  $\text{MnO}_2$  則在表面上，皆思視為金屬元素氧化物，惟  $\text{Mn}$  之原子價為 4，依一般而論，其原子價為 1, 2, 3 者，稱為金屬元素，若為 4，則與非金屬元素，殊相接近，惟決非強非金屬元素，仍帶相當金屬性，自不待言。又按  $\text{H}_2\text{SO}_4$  之主體為  $\text{SO}_2$ ，其  $\text{S}$  之原子價為 6，其二者原子

價之差僅 2，不起反應，理所當然。是以此反應中，強酸之主體  $\text{SO}_3$ ，雖可不問，在  $\text{MnO}_2$  方面無論如何，非設法變成強鹽基成分不可，除用還元劑將  $\text{MnO}_2$  變成低級氧化物外，恐無別法。前會述及， $\text{H}_2\text{O}_2$  一方既為氧化劑，他方復似有誘引其他具有分解傾向之 O 之還元作用， $\text{MnO}_2$  以有分解而成  $\text{MnO} + \text{O}$  之傾向關係，下式得以成立：

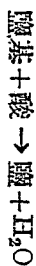


在事實上， $\text{MnO}_2$  變成  $\text{MnO}$ ，而  $\text{MnO}$  中 Mn 之原子價，顯示為 2，完全為金屬化合物因。 $\text{MnOH} \leftrightarrow \text{SO}_3^{\text{VI}}$  之原子價，相差為 4 關係，能起反應，自不待言。是以  $\text{MnO}_2$  得完全溶於  $\text{H}_2\text{SO}_4$  中，而生  $\text{MnSO}_4$  鹽類，茲更圖示如次：



依上述各項，吾儕對於反應第一則，諒能明白了解矣。

(二) 反應第二則 吾儕在物理學當初，已學有作用必有反作用之定律，如此重要之自然法則，恐不多見。在中和反應處，鹽基與酸，互相作用，而生水與鹽類，如用式示，則成下式：



又若將鹽加水分解，則生鹽基與酸，依據式示，則成



其全為中和反應之逆反應，瞭如指掌。若用一式表示，則成



上式之反應，鹽基與酸作用，而行中和反應時，在  $\text{H}_2\text{O}$  存在範圍內，應生之鹽，以加水分解關係，復生鹽基與酸等物，即與反應相對之逆反應也。因名之曰可逆反應，實即作用反作用之一例，初不必視若珍奇，而呼作可逆反應也。按凡作用處，必有反作用，有反應處，亦必有逆反應，狼狽相依，此等事實，實不可或忘者也。茲選適例數則，藉將此種事實，仔細理解。今如於  $\text{ZnCl}_2$  之溶液中，通以  $\text{H}_2\text{S}$



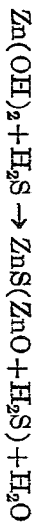
氣，則將起如何變化。上雖寫作  $ZnCl_2$ ，余（原著者）以為應作  $(ZnO + H_2Cl_2)$ ，依因數分解，顯成下式：



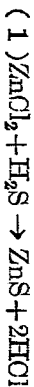
若再各自水化反應，則  $ZnO \rightarrow Zn(OH)_2$ ， $H_2Cl_2$  溶於水中，而成酸。前於加水分解項下，業已說明，此種鹽類，可溶於水中。所謂  $ZnCl_2$  溶液者，乃  $Zn(OH)_2$  與  $H_2Cl_2$  之對立也。是以在溶液中，通以  $H_2S$  者無他，乃



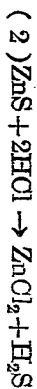
之意耳。吾人得見(2)為酸與酸之反應，特在某種特殊情形之外，斷無變化。惟(1)為鹽基 + 酸之反應關係，是以或起下列變化：



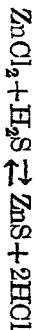
此種反應，若用反應結果式表現，則成下式（用普通式表示）：



一般弱酸鹽類，水中難溶， $ZnS$ 亦難溶於水。惟在 $ZnCl_2 + H_2S$ 之反應式中，除 $ZnS$ 外復生強酸之 $H_2Cl_2$ ，一如上式，似能生成二物者然。惟有作用，必有反作用，已如前述。是以依據(1)之反應，雖生 $ZnS$ 與 $HCl$ ，對於此種反應，同時非生

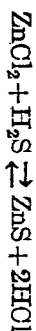


之逆反應不可，反應以之逆轉。舉凡一切化學反應，無一不以可逆反應相終始。明白言之，即且進且退之反應也。是以化學方程式之等號上，普通加以反對方向 $\rightleftharpoons$ 之符號，藉表此意。



由此觀之， $ZnCl_2$ 遇 $H_2S$ 之作用，雖生水中難溶之 $ZnS$ 與 $HCl$ 等物， $ZnS$ 同時立刻為 $HCl$ 所溶解，反應雖向 $\downarrow$ 方向進行，即復成 $\uparrow$ 方向而退回。前者重整旗鼓，又向 $\downarrow$ 方向進行，後者亦可示弱，亦向 $\uparrow$ 方向突進。而前者再接再厲，再向 $\downarrow$ 方向逆襲，在試驗管中，實起此種反應。而人之所見者，乃完全靜止狀態。實際上 $\uparrow$ 方向 $\downarrow$ 方向推前，同時復押向 $\uparrow$ 方向，適與勢均力敵之二人，互角腕方時之狀態相似。當是時，雖各赤面竭力，互押不讓，而手與手間，不稍動搖，一似全在靜止狀態，而無角

力之事實也。是蓋正押力與反押力，互成平衡故也。反應逆反應之相互押力，亦完全與此相同。稱之曰：已達化學平衡。言雖至難，實亦無他，二力之平衡而已耳。現爲重新說明起見，此處再將下式寫出。



按二力雖云平衡，正押既不稍緩，反押亦不稍讓，全呈武裝和平狀態。一旦偶因細故，風雨滿城，斷絕國交，亦未可知，是以雖似平穩無事，風雲固甚急也。在此吾儕試一深思，在↓反應之對方，有↑反應之逆襲，不抑因 HCl 欲溶解 ZnS 之所致耶。是以溶液中，若加以 NH<sub>4</sub>OH 將↓反應所生 HCl，盡量中和誘引而去之，則將如之何。逆反應之不得而起，自不待言。在事實上，反應亦向↓進行，生成 ZnS，得以完結。若不將 HCl 除去，恐斷不爲押向↓而，仍飲泣吞聲，必盡智竭能，向↑方向加以突擊，無疑也。按凡化學反應，皆爲可逆反應，已如前述。明白言之，卽且進且退之變化也。是時吾儕，若設法將反應所生物質，除去其一，則卽可停止逆反應，同時反應僅向↓方向，進行完結，自不待言。在上述反應中，不意忽逢 NH<sub>4</sub>OH 之闖入，痛受攪亂，在化學上謂之平衡被破，非被破也，自相破也。猶於互角腕力時，將對手之力，完全拔除，而使獨自倒下而已。是時二力之平衡，顯然破壞，按欲破平衡，乃

爲化學者始終之宿願，爲達此種目的起見，利用適當反應，除去反應生成物之一，亦逢場之一法，惟有時不待制御，反應生成物中，其一爲

(1) 揮發性氣體 (氣體)

(2) 難溶性化合物 (沈澱)

則全無引起逆反應之可能，若反應生成物爲氣體，則從反應溶液中逃散，自無逆反應之發生，無庸饒舌。至若反應生成物之一爲難溶性物質，則雖共存於同一溶液中，以難溶關係，雖相鄰接，亦爲全無關係之存在，自無引起逆反應之理。此等事實，余（原著者）稱之曰：反應第二則，諒無特爲記憶便利起見，加以要約之必要，僅對事實深切理解，已足矣。茲將淺近實例，略一說之。先對於  $\text{NaCl}$  與  $\text{H}_2\text{SO}_4$  混和加熱時之反應，加以返顧。吾人皆知寫作  $\text{NaCl}$  者，依據鄙見，實宜寫作  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{Cl}_2$ ，利用因數分解，而成  $\text{Na}_2\text{O}$  與  $\text{H}_2\text{Cl}_2$ ，自不待言。是以加以濃  $\text{H}_2\text{SO}_4$  而熱之者，其意安在，自非



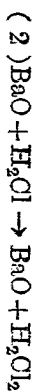
之意不可，顯然 (1) 爲中和反應，(2) 爲酸與酸之反應，無化學變化之可能。是以其反應結果式，爲



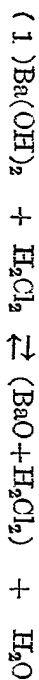
有起化學反應之可能，又若從反應第一則觀察，則強金屬氧化物，與強酸成分之中和反應屬至強，上例中在依  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  與  $\text{H}_2\text{Cl}$  之中和而生之  $2\text{NaCl}(\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{Cl}_2)$  上，加以  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ，以  $\text{H}_2\text{SO}_4$  較  $\text{NaCl}$  酸成分之  $\text{H}_2\text{Cl}$  稍為弱酸，是以不能破壞  $\text{NaCl}$  之結合，而生  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ，理所當然。惟此種反應，僅為困難，並非全然不起，極少量固亦進行也。按任何反應，絕對不起者，未之一見，是宜切記者也。凡此種種，皆為造物之本旨，依據余（原著者）等之思索與實驗，得作種種化學研究，感激無涯。上列情形，在事實方面，則不足為憂，若稍加溫，即盛發  $\text{H}_2\text{Cl}$  氣體，進行反應。此種反應，實似離奇，恐無不驚心駭目，且對反應第一則，又為異例，此種事實，似不得不加以糾正。惟試一深思，此種化學變化，打破預期而起者，以  $\text{NaCl}$  上所加  $\text{H}_2\text{SO}_4$  酸，實為不揮發性物質，而反應生成之  $\text{H}_2\text{Cl}$  酸，揮發頗易，是即本反應之起因也。若盛加熱，則所生極少量之  $\text{H}_2\text{Cl}$  形成氣體，遂至反應系外，逆反應即無從而起。此處二酸之揮發度之差，非大不可，是宜注意者也。加熱時， $\text{H}_2\text{SO}_4$  不稍揮發，僅  $\text{H}_2\text{Cl}$  飛散他去，是即本反應完結之原理也。是以此法，亦得為  $\text{H}_2\text{Cl}$  之製法，顯為反應第二則之適用，自不待言。一般鹽上加酸作用，成分酸即可分離，惟當利用此法製造酸時，所加之酸，須

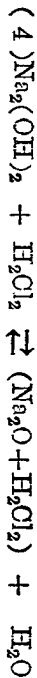
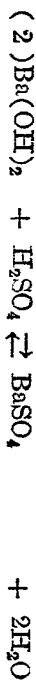
較成分酸爲不揮發性爲要。又以大概而論，酸愈強則比較的揮發性物亦愈多，酸愈弱，則不揮發性物愈多。依主觀之如何，實一饒興之對象也。惟易成  $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$  之酸，及  $\text{H}_2\text{S}$ 、 $\text{HCN}$  等酸，其主體爲氣體成分者，雖爲弱酸，決非不揮發性酸。重新言之，若酸之主體爲固體，則可呼作不揮發性酸，若酸之主體爲氣體，則可稱爲揮發性酸。言雖輕微，在適用反應第二則時，關於酸之揮發度之知識，實屬至要。

次於上記反應，製造  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  時，所得殘渣  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  上，加以  $\text{BaCl}_2(\text{BaO} + \text{H}_2\text{Cl}_2)$ ，則起如何變化，照例若將二者因數分解，則成



在水溶液中， $\text{Na}_2\text{SO}_4$  自各水化反應，而成  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  與  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ， $\text{BaCl}_2$  亦依上式而成  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  與  $\text{H}_2\text{Cl}_2$ ，事屬屢見。若將二液混合，則適爲  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  與  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  等二鹽基，與  $\text{H}_2\text{SO}_4$ 、 $\text{H}_2\text{Cl}_2$  等二酸之混存，今如於紙上互相中和，則可假定爲下列四式：





如此所生鹽類，若皆能溶於水中，則此反應，僅平衡而已耳。惟 2 之中和反應，其反應生成物，為  $\text{BaSO}_4$  之難溶性化合物，是以反應完全告終，決無逆反應之存在。茲將此反應結果式示如次：



若  $\text{BaSO}_4$  為可溶性鹽，則不能無上式之逆反應。



惟  $\text{BaSO}_4$  為難溶性化合物，幾全不加水分解，故雖共存於同一液中，而不起逆反應，諒能瞭然。又自然為使化學反應圓滑進行起見，有人力莫及之御旨，作用於其間，亦趣事也。按凡化學反應，皆為可逆反應之微妙作用，化學平衡以及平衡之破壞手段等等，雖似吾儕所創出，試一深思，實乃至尊造物之御旨也。又化學母體之種種酸類，若用鹽與酸之任意作用，依其反應，酸與生成酸間，揮發度

之差，即可容易製造。又在鹽類方面，（強金屬氧化物＋強酸成分）之鹽，與（弱金屬氧化物＋弱酸成分）之鹽，實屬少數，吾人皆知其大部分，以

強金屬氧化物＋弱酸成分

弱金屬氧化物＋強酸成分

上列二者為最多。若更互相反應，則必依下式：

（強金屬氧化物＋弱酸成分）＋（弱金屬氧化物＋強酸成分）＝

（沈澱）

（強金屬氧化物＋強酸成分）＋（弱金屬氧化物＋弱酸成分）

適用反應之一、二兩則，自生沈澱，藉使反應得以完結等項，實屬津津有味之事也。按任何弱酸（ $\text{Na}$ ， $\text{K}$ 等之強金屬元素除外）鹽類，一般為難溶性物之事實，若與此種微妙反應，連帶思想，諒必有深意存焉。





## 八 化學反應

(一) 基本反應 元素爲舉行化學反應起見，非先與O化合不可，謂之

### 一 氧化反應

如此生成各種元素之氧化物，復各與H、O相化合。金屬氧化物，造成鹽基，非金屬氧化物，則形成酸類，此種反應余個人視爲與水化合之反應，簡稱

### 二 水化反應

若一方生成鹽基，他方形成酸類，則二者始入結婚生活。惟在化學上，不如此稱呼，而謂之

### 三 中和反應

自不待言。余稱此三種反應，爲化合反應。此外尚有一種基本反應與

元素 → 氧化反應 → 水化反應 → 中和反應

之行程相反，爲與化合反應，相對起見，謂之

#### 四 分解反應

亦有存在。凡此四者，余謂之化學之基本反應。按化學反應，層出不窮，幾無制限，然任何反應，實乃上述基本反應之任意組合，可斷言也。此種說法，雖近誇張，決非大言求榮，竊信顯從大自然授受，寶貴之啓示也。前曾屢述自然界之現象，千變萬化，無所底止，惟斷不可以此卽誤信以爲此種現象，乃由複雜難明之原理所操縱，蓋外表雖極複雜，實僅由明顯簡單少數原理所支配，是可深信也。夫人類優勝於其他動物之點，雖非一端，其重要者思考力之存在也。思考力者爲何，竊以爲乃對於綜合分析之巧妙智力，此乃造化獨賦人類之特權也。依此特權，在對於自然界所起種種化學反應，基本原理之追究時，恐舍此四種之基本反應外，別無妙法也。由此觀之，除對於各元素之基本反應，充分理解外，無化學之可言，決非過言也。若就此數端，果能徹底消化，則竊恐各種化學反應之機構，想可有趣解決矣。然人類至奇，常具喜使事實複雜化之惡癖，雖極簡單者，大形複雜，引以爲榮。易言之，雖對平易事象，特將難解言辭，曖昧使用，俾人疑惑者，乃人之常，實至討厭亦屬無法。是以現代之

化學業已大形難解，試將中學及女中等所用教科書，加以考察，完全乃一充滿體制完美之術語，及定律之國語讀本（指日本情形而言，中國亦然）將中等學校之化學教育，完全以術語，及定律相終始，實可視為概念遊戲之初步練習也。抑尤足驚者，稍遇新奇變化，不能解釋，即誠實宣稱，書中既無，學校未教等語，殊不知自然界中所起之反應，決非限於學校所學之數種，此謂之紙上化學可也。吾人爲何對於實際之化學，不能接近，余甚奇之。夫真僞莫辨之書籍，較之散在目前之事實，尤爲重視，乃爲目前世界，余素置名利於度外，並非如此傷人以章已說，所言者，亦僅表對於現狀之義憤而已。即諸君對此拙著，亦斷不可囫圇吞棗，不知情由，遽行肯定，信以爲絕對真實也。夫著作者，乃從自己專門立場觀察之人生觀也，深願加以懷疑，利用自己之批判力而理會之。凡此數者，皆爲獨自之化學觀，贊否由人，並不以見贊者夥而喜，反對者多而悲也。次將數種重要化學反應，利用基本反應，而解釋之。按化學反應既爲氧化物之相互反應，則對於各元素氧化物之知識，其重要者厥惟氧化反應。又氧化反應時，必有還元反應，附隨而起。所謂氧化還元者，乃同一反應之表裏而已，自不待言。除元素爲遊離之O，舉行氧化反應外，凡含O化合物，即氧化劑起氧化反應時，即有

(1) 供給O之反應

(2) 接受O之反應

等之作用，在(1)之反應，不可不供給O，是以需具捨身成仁之義。一般氧化劑為高級氧化物，起

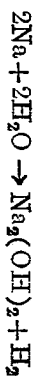
高級氧化物 → 低級氧化物 + O

之分解反應，如此高級氧化物，以失O而成低級氧化物關係，氧化反應得以遂行。反言之以舉行氧化反應關係，此高級氧化物之所以分解也，此種分解反應謂之還元。又氧化物之放O，計有二種，即

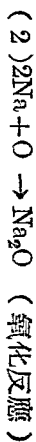
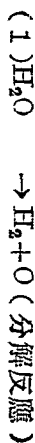
(1) 高級氧化物 → 低級氧化物 + O

(2) 氧化物 → 元素 + O

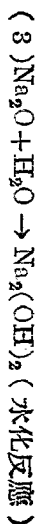
(2)式確失其O，而成元素，雖可謂之還元，至(1)式則決未還成元素，僅失其O而成低級氧化物而已，雖在還元之過程中，但決不忍呼作還元也。故此種反應，竊稱之曰分解反應。茲將曩智適例，



反應之機構，略一述之。按Na為金屬元素，人所共知，而元素亦非先與O化合成氧化物，不能起化學作用，試觀氧化傾向列即可知Na較之且容易與O化合也。是以在H<sub>2</sub>O中之Na，以同時起



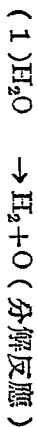
之反應而成  $\text{Na}_2\text{O}$ 。此物復與  $\text{H}_2\text{O}$  容易反應



而形成  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之鹽基，吾人會憶若將小豆大之金屬  $\text{Na}$ ，投之水中瞬息間即溶解而成小珠，急切旋轉於水面之上，時以發生氣體上引火關係，閃爍生光實屬壯觀。上述者，即此時反應之機構也。上生氣體，即為  $\text{H}_2$  氣，若將赤色試紙浸入水盤中，立即變青，足證  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之存在，自不待言。茲將上列三種反應中左右邊之同一項消去，則可簡書成爲下式：



此處所示者，即余之所謂反應結果式也。次對曩所視作  $H_2$  氣製法之  $Zn$  與稀  $H_2SO_4$  之反應，加以討論。此種反應，宜先就  $Zn$  與  $H_2O$  之作用加以考慮為至當。 $Zn$  為金屬元素自不待言，而為起化學反應起見非經過氧化反應不可。如細察氧化傾向列則  $Zn$  較之  $H$  容易與  $O$  化合是以  $H_2O$  中之  $Zn$  同時起

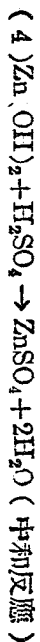


上列反應而成  $ZnO$ 。上列二反應同時舉行，不足為奇，蓋氧化與還元本為同一反應之表裏，定可想及。又按上式本宜寫作  $Zn + H_2O \rightarrow ZnO + H_2$  之一式，以難於理解關係，故用二式表示，是宜領會者也。次將  $ZnO$  與  $H_2O$  作用，則雖可起下列反應



惟不即水化反應而生  $Zn(OH)_2$ ，一若  $Na_2O$  時之易者。但此種鹽基，並非全然不生少量亦有生成。是以  $ZnO$  以不易水化反應關係，被覆於金屬  $Zn$  表面時，足妨  $H_2O$  與  $Zn$  之接觸，而阻反

應進展，若用促進包被  $Zn$  表面  $ZnO$  水化作用之反應，則  $Zn$  之新鮮表面常與  $H_2O$  不絕接觸，反撥舉行 (1) (2) 反應盛生  $H_2$  氣，可想而知是以若於此  $H_2O$  中加入稀  $H_2SO_4$ ，則所生少量之  $Zn(OH)_2$



受上列反應， $ZnO$  受  $H_2SO_4$  之中和的誘引，盛行水化反應，而漸形溶解，如此四種反應循環不息盛生  $H_2$  氣，此即  $Zn$  與稀  $H_2SO_4$  之反應機構也。茲將此等反應中左右邊之同一項消去，簡書如次：





是即反應結果式也。人皆云此種反應以  $\text{SO}_4$  所具二造酸之  $\text{H}$  爲  $\text{N}$  置換而成，一若實其事決非事實之忠實描寫，上項說明，雖或出至誠，如此教導，此化學之所以爲人厭惡也。前已屢述所謂真情實象者，無勉強附會捏造之理論，人容易理解者也。竊以爲說明真相，實較任何自然教育爲優，所謂造酸之  $\text{H}$  者實爲難解之語。人常云其他  $\text{H}$  並無此種性質，此處之  $\text{H}$ ，則能使藍色試紙變赤，試思  $\text{H}$  元素而分彼此，其可得乎。按前已說明，呈酸之作用者非所謂造酸之  $\text{H}$ ，而乃非金屬氧化物之共通反應，簡言之乃其化合物中主要元素之非金屬性質也。吾人從基本反應，得知反應之內容，金屬斷不與酸之  $\text{H}$  相置換，諒蒙充分理解，若欲強言取代，則反應之結果，成爲  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4$ ，僅其化學式之文字互相置換而已。茲有一事，欲需注意者，普通以



式爲化學方程式足表化學變化，努力記憶一若英文生字，易生現代學問之組織，皆尙強記之謬見。要知需鍛鍊思考者，非僅數學，化學方面，若能將基本反應，適宜使用，亦可充分鍛鍊者也。何以喜將化學方程式令人默記，余殊不解。夫化學方程式，乃表示某種化學變化之結論，竊獨呼之曰反應結

果式，人所共知，自不待言。此種顯見事項，在化學方面教作如何如何，此化學之所以爲人厭棄也。徒以實驗之結果如此，而卽令人如此記憶，其安能對化學，具有興味耶。竊思對於各種變化，若不以自然之心爲心而解釋之，則乏化學的意味與興趣，而此種教育，自古迄今，泰然實施，無或怪者，實一憾事也。所謂以自然之心爲心而解釋者，究何謂耶，乃依余之所謂基本反應，藉知各種反應之機構之謂也。吾人皆知化學，若不知其反應之機構，則無從著手，重要事項雖多，恐無此者也。茲爲深加理解起見，將  $\text{CuO} + \text{H}_2$  之重要反應，舉例申說之。將粒狀  $\text{CuO}$  之小粒 10 粒左右，置之硬玻璃管中，次將該部一方，稍稍加熱，他方通入  $\text{H}_2$  氣，而注視之，則黑色  $\text{CuO}$ ，漸次閃礫變成銅之赤色。而管端不知從何處生起不合時令之露滴，確爲  $\text{H}_2\text{O}$  也。

$\text{CuO}$  變成  $\text{Cu}$

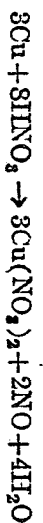
$\text{H}_2$  變成  $\text{H}_2\text{O}$

從此吾儕得知

$\text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{O}$  (分解反應)

$\text{H}_2 + \text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$  (氧化反應)

之二種反應，同時舉行，其結果，成  $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$  也。吾人將此種變化，置之腦中參照氧化傾向列，H 與 Cu 即在相鄰，距離雖近，H 在 Cu 之左邊，其與 O 之結合，H 為強，自不待言。前於氧化反應處，曾諄諄說明，凡與 O 容易化合之金屬元素，其與 O 之結合力實強，難與 O 化合物質，則其結合力亦弱。而與 O 結合力弱，小金屬元素之氧化物，常為與 O 容易化合之金屬元素，奪去其 O，已如屢述，是以 CuO 之 O，亦依此理，為 H<sub>2</sub> 所取去也。回顧前述二例，亦有此種事實，自不待言。



次吾儕對於上列之反應結果式，加以討論。按此種方程式，如依基本反應，則隨時皆可想出，曩之努力強記者，已成昔夢矣。惟果能如 Zn 與 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 時而起



之反應乎。按是時雖起



上列之變化，至其(1)(2)合併之



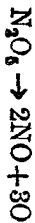
反應，則不能存在，是何故耶？試觀金屬元素之氧化傾向列  $\text{O}_2$  遠處  $\text{H}$  之右翼  $\text{CuO}$  之  $\text{O}$ ，雖能為  $\text{H}$  所奪起， $\text{H}_2\text{O}$  之  $\text{O}$ ，斷不能為  $\text{Cu}$  所奪取，諒能理解。然  $\text{Na}$  則分取  $\text{H}_2\text{O}$  之  $\text{O}$  而成  $\text{NaO}$ ，是蓋  $\text{Na}$  在氧化傾向列上，遙在  $\text{H}$  之左翼故也，吾人皆知  $\text{O}_2$  為元素，故為舉行化學作用起見非



變成  $\text{CuO}$  不可。如何氧化，實一問題。前於酸處，業已詳述， $\text{HNO}_3$  既為酸，又為強力之氧化劑，實際上，酸復可分成二種成分，而推想之，



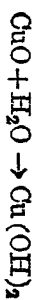
$\text{HNO}_3$  主體之為  $\text{N}_2\text{O}_5$ ，自不待言。其氧化作用，實由如次式之分解故也。



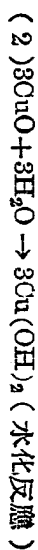
而此  $3\text{O}$  復將  $\text{Cu}$  氧化而成  $\text{CuO}$  一如次式：



後以水化反應，形成



$\text{Cu}(\text{OH})_2$  之鹽基。是以  $3\text{CuO}$  非如次式反應不可。



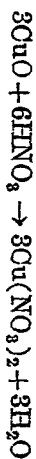
惟此種水化反應，實不易起，其反應速度實至遲遲，無足可言，是宜深切注意者也。又表示元素與 O 化合難易之氧化傾向列，即爲此等元素氧化物表示水化反應難易之水化傾向列，實不得不謂一奇異關係也。吾人皆知在氧化傾向列上，在 H 右邊之  $\text{Cu} \rightarrow \text{Hg} \rightarrow \text{Ag}$  等，除 Cu 外，Hg 及 Ag 等，殊難與 O 化合，雖受化合，稍一加熱，即容易分解如次  $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}$   $\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{O}$  所謂難於氧化者，即雖成氧化物，亦即容易分解之謂也。根據同樣理由，此等氧化物，實難舉行



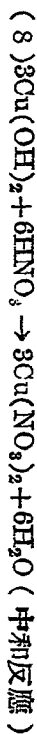
上列之水化反應，於瞬息間縱可形成  $\text{Hg}(\text{OH})_2$  或  $\text{Ag}_2(\text{OH})_2$ ，不移時即分解失  $\text{H}_2\text{O}$  而成  $\text{HgO}$  或  $\text{Ag}_2\text{O}$ ，即以  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  而論，試一加熱，即分解如次：



吾人須知此種關係，在基本反應之活用上，殊關重要。但所謂  $\text{CuO}$  難起水化反應者，自係相對之語，初非絕對之辭也。竊信凡金屬氧化物，不經水化反應，而遽與酸中和者，斷無其事，而諸君輒寫作



泰然自若，若視作反應結果式，雖無可非難，斷非表示反應機構之式也。又受水化反應之  $3\text{Cu}(\text{OH})_2$  與  $\text{HNO}_3$  酸，則生次式之中和反應，自不待言。

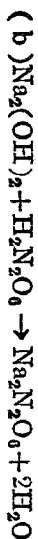


由此觀之，各種化學反應，依據基本反應，必能明瞭其反應之機構，諒能理解，現將此等基本反應，加以整理，則先起  $\text{HNO}_3$  之分解反應，茲乘便祈諸君注意者， $\text{HNO}_3$  1 分子之反應決無存在，雖諸君寫作

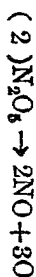
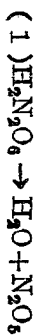


上列方程式，泰然自得，在方式上雖能寫出，斷非化學反應實況之表示也。按前曾屢次諄諄說明，凡

百化學反應，乃比較的金屬氧化物與比較的非金屬氧化物間之反應也。是以所謂苛性鈉，與硝酸之反應者，乃即苛性鈉主體之  $\text{Na}_2\text{O}$  與硝酸主體之  $\text{N}_2\text{O}_5$  等以水為媒介之反應也。故其方程式非為



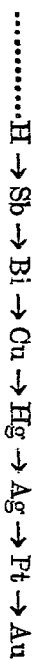
上式不可，而對於 (a) 式，仍泰然承認，不之稍疑者，為何故耶。諸君皆知各元素之原子量，為比較的重量，已如上述，是以方程式之各項，雖以同數乘除，其化合重量比，不稍變化。根據此種理由，將 (b) 式之各項除 2 成爲 (a) 式而不疑，然非表示化學反應實際之物也。故凡寫  $\text{HNO}_3$  之處，應作  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_5$ ，即  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ，亦應寫作  $\text{CuN}_2\text{O}_5$ 。惟此種寫法，恐未習慣，難於分明，故採用現代廣用之化學式（即余之所謂除 2 式）也。惟有一事，欲祈深切理解者，余並非即將  $\text{HNO}_3$  改作  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_5$ ，蓋對於目下諸君，欲求改正，殊屬無理，不若於長期中更改之為得，現在僅對於余之主張，深切理解已足矣。是以  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_5$  分解式之表示，亦體此意，不用



上式而用  $H_2N_2O_6 \rightarrow 2HNO_3$ ，事出無已。若依上述各項，對於個個反應，加以整理，則先從  $2HNO_3$  之分解反應開始，



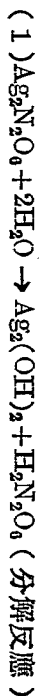
而成上列之四種反應。現將左右兩項中之同者除去或相減，則成上列反應結果式，自不待言。諸君對此反應，作為  $NO$  氣之製法，諒已學習，茲為說明便利起見，此處更將 H 右邊金屬元素之氧化傾向列，揭示如次：



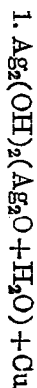
參照上表，將砂紙磨擦之  $Cu$  線，浸入試驗內之  $AgNO_3$  溶液中而觀之，究起如何變化，則見液中



之  $\text{Cu}$  線，始而黑，繼而為白色金屬所罩蔽。吾人試對金屬線，加以一擊，則白色金屬沈降管底， $\text{Cu}$  線逐漸變細，液色次第帶青，是蓋  $\text{Cu}$  線溶解故也。此種反應，雖若魔術，惟不可僅觸目生驚，加以考察可也。此處雖寫作  $\text{AgNO}_3$ ，依據余之主張，應作  $\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 。自不待言。茲將此鹽，加以因數分解，則成  $\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5$ 。若加  $\text{H}_2\text{O}$  則各自水化反應，而成  $\text{Ag}(\text{OH})_2$ ， $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  事屬當然，謂之加水分解，已如前述，若欲式示，則成

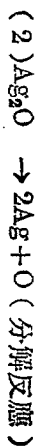


即所謂  $\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_6$  溶液者，實乃可視為  $\text{Ag}_2(\text{OH})_2$  鹽基，與  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  酸之對立也。在此溶液中，加以新擦之  $\text{Cu}$  時，可以想出有



上列二種反應，表面上 2 之反應，似有舉行之可能，但依  $\text{AgNO}_3$  之加水分解所生  $\text{HNO}_3$ ，至為稀薄，無氧化能力。此處所云無氧化能力者，實乃氧化能力過弱，不克利用五官深知之義，決非全無之

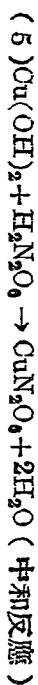
意，是宜注意者也。按  $\text{Cu}$  爲起化學作用起見，須先依氧化反應而成  $\text{CuO}$ 。已如前述。惟若  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  稀薄，可視爲無氧化能力，則此反應，亦可不加考慮。但據上列實驗，液體顯染青色，生成  $\text{Cu}$  鹽類。至  $\text{Cu}$  如何舉行氧化反應，則將吾僭眼光，轉於 1 之反應可也。若考察  $\text{Ag}_2\text{O}$ 、 $\text{Cu}$  之氧化傾向列，則  $\text{Cu}$  在  $\text{Ag}$  之左，顯示其氧化傾向之強盛，是以  $\text{Cu}$  奪取  $\text{Ag}_2\text{O}$  所持之  $\text{O}$  而成  $\text{CuO}$ ，可以想見。即依  $\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_6$  之加水分解，生成之主體  $\text{Ag}_2\text{O}$ ，可視爲次列之分解反應：



上列二項反應，同時舉行，自不待言。吾人皆知在此液中，雖極稀薄，生有  $\text{HNO}_3$ ，而  $\text{CuO}$  雖爲難於水化反應之物質，以受  $\text{HNO}_3$  之中和的誘引，變成鹽基，一如次式：



而此  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ，當然復與  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  舉行



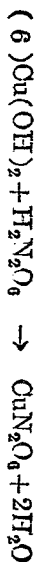
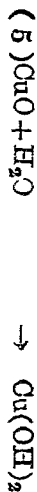
上列之中和反應，自不待言。經一番如此說明後，諸君對於  $2Ag$  與  $CuN_2O_6$  之生成理由，諒能明白矣。夫將此等反應，逐一加以整理，雖非金屬無要，然此僅手續問題，無論何人，皆能容易做得。是以此後擬避此煩雜，而對於反應之骨子，徹底一研之。

反應之骨子 欲知反應之骨子，僅將相對立之二種氧化物之性行，加以研究即可，自不待言。在事實上，當然決非如此簡單，惟在思索上，可以氧化物相互反應決定之。按  $Ag_2N_2O_6$  與  $Cu$  之反應骨子無他，乃依  $Ag_2N_2O_6$  之因數分解，所知  $Ag_2O$  之鹽基成分，與  $Cu$  之反應也。若用式示，則成下式：



若能理解上式，業已充分矣。茲復一將此種反應，逐一整理，而求其反應結果式





減去兩邊之同一項，則得上列之反應結果式。與此類似之反應，此外尚有  $\text{CuSO}_4$  與  $\text{Fe}$  之反應，或  $\text{PbN}_2\text{O}_6$  與  $\text{Zn}$  之反應等物存在。根據上述各例，吾人得知，所謂反應結果式者，無需記憶，依照余所主張之基本反應，非如此不行，得以確實自信而導出者也。總之吾儕不拘何物，對於諸例之各種金屬元素之氧化傾向，及其氧化反應之難易，已加考察。在化學上，元素如何形成氧化物，而此等氧化物，復如何互相作用，為反應最重要之骨子，對於基本反應出發點之氧化反應，實須充分理解，故先以主力注此，自不待言。是以在廣汎之化學反應中，特以氧化反應與此章相始終者，即此故也。前已述及， $\text{Cu}$  以氧化傾向之關係， $\text{Cu}$  不能奪取  $\text{H}_2\text{O}$  之  $\text{O}$  而成  $\text{CuO}$ ，不得已依  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} + 3\text{O}$  之分解， $\text{Cu}$  勉強變成  $\text{CuO}$ ，而舉行其化學反應。然則氧化傾向較  $\text{Cu}$  更弱之金屬

元素， $\boxed{\text{Cu}} \rightarrow \text{Hg} \rightarrow \text{Ag} \rightarrow \text{Pt} \rightarrow \text{Au}$  等，亦與  $\text{Cu}$  同樣，受  $\text{HNO}_3$  之作用，而行氧化反應乎。則除  $\text{Hg}$ ， $\text{Ag}$  等物，可成氧化物外， $\text{Pt}$ ， $\text{Au}$  等物，若僅以  $\text{HNO}_3$  分解而得之  $\text{O}$ ，無論如何，不行氧化反應，實為不氧化之金屬，是以人都重視為貴金屬也。然若必欲  $\text{Pt}$  或  $\text{Au}$  舉行化學反應，或形成氧化物，則非先使氧化而成氧化物不可，其法果何如耶。前已述及，化學母親之酸，具下列之自然性，

(1) 使元素氧化反應之能力

無論何酸，溶於水中，含有多量水分，關係故有

(2) 使氧化物，水化反應之能力

更有

(3) 使鹽基中和反應之能力

此等性質，愈為強酸，則亦愈強。是以  $\text{HNO}_3$ ， $\text{H}_2\text{SO}_4$  皆具此性，自不待言。前曾說明，酸之主要元素之非金屬性質愈強，則愈為強酸，又於酸之強弱處，業已述及， $\text{H}_2\text{O}_2$ ， $\text{HClO}_4$  實為強酸，且皆知其為不含氧之酸也。任何強酸上述(2)(3)項能力，暫姑不提，若無(1)項能力，則定必有籌莫展矣。然此酸原

非不含氧酸，初爲具極強氧化力之  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$  ( $\text{HClO}$ ) 酸， $\text{H}_2\text{Cl}_2$  酸者乃完成氧化反應後，爲有用於上述(2)(3)項作用起見，所生之酸也。 $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$  與  $\text{H}_2\text{Cl}_2$ ，雖人都完全呼作別酸，竊思在酸之化學作用方面，可視爲一酸之前後形。恐酸之上列三項作用之強度，斷無如此二者適量混合酸之甚者也。吾人皆知  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$  爲強氧化劑， $\text{H}_2\text{Cl}_2$  雖不劇烈，實爲還元劑，二者本不能並存，然某適量之共存，當能假定。是以凡物之所不能氧化者，遇此混合酸，定能成氧化物也。惟起氧化反應之  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ ，既次第消費，此酸之生成，亦有繼續不絕之必要。又此混合酸，一爲氧化劑，他爲還元劑，故此二者在某濃度，互相反應。若用通式表示



則具上式之分解傾向，若有還元劑之共存，則此 O 卽行氧化反應。此處還元劑爲  $\text{HCl}$ ，故生  $\text{Cl}_2$  氣。

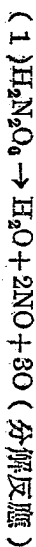
$$2\text{HCl} + \text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$$

此  $\text{Cl}_2$  氣復與  $\text{H}_2\text{O}$  相作用，而生  $\text{HClO}$ ，已在酸章說過，此處從略。是以若預備多量濃  $\text{HCl}$ ，則此反應，定能圓滑返復進行，欲使  $\text{Pt}$  及  $\text{Au}$  等舉行化學作用，採用此法人所共想者也。然  $\text{HCl}$  中，

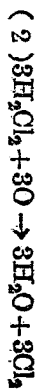
本無  $\text{HClO}$  之存在，且特製不安定之  $\text{HClO}$  酸，混入其中，亦至困難，故在可能範圍內，利用適當化學反應，略開其端，使上述之反應，得以返復，人所共欲。又以  $\text{Cl}_2$  與  $\text{H}_2\text{O}$  作用，則生  $\text{HClO}$  關係，濃  $\text{HCl}$  中，通以  $\text{Cl}_2$  氣，固屬可能，或將  $\text{HOI}$  與某物反應，而生  $\text{Cl}_2$ ，亦無不可也。按  $\text{HOI}$  爲還元劑，若用任何氧化劑與之作用，即生  $\text{Cl}_2$ ，故氧化劑與  $\text{HOI}$  相作用，發生  $\text{Cl}_2$ ，得達目的，諒能了解。根據上項說明，吾人得於先人發明之王水中，發見上述之微妙反應也。夫難解理論，暫置勿論，若以自然之心爲心，思索實驗，則天意可知，真理之光得窺矣。觀夫欲行點金法之古代化學家，並不知高深難解之理論，然試一深思，如王水反應之微妙者，恐未之有也。按王水之反應，普通爲 3 分子  $\text{HOI}$  與 1 分子  $\text{HNO}_3$  相作用，一如下式：



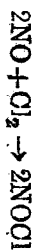
當然此係 2 除式之反應結果式，稍一視之，對於此物，能使  $\text{Pt}$  與  $\text{Au}$  發生化學作用之原因，恐難分明。若用基本反應，加以說明，則理解殊易。吾人皆知， $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  爲奮不顧身，氧化他物之氧化劑，



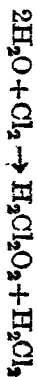
此  $3O$  與  $3H_2Cl_2$  相作用，



而成上式，自不待言。又(1)式之  $2NO$  與(2)式  $3Cl_2$  中之  $Cl_2$  相結合，



而生  $2NOCl$ ，此種反應，以余現在學力，不能解釋。然反應之機構，恐斷非如以  $2NO$  與  $Cl_2$  相結而成  $NOCl$  之簡單。余擬於適當時間，對於此種未知之曠野，利用基本反應，進而研究之。按王水之染赤色，及由此發生之赤色氣體，皆為寫作  $NOCl$  之化合物也。又(2)式所餘之  $2Cl_2$  與  $H_2O$  作用，而成下列之反應結果式：



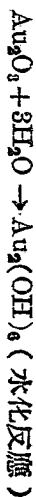
是以  $Au$  為  $H_2Cl_2$  中所生之  $H_2Cl_2O_2$ ，若用 2 除式表示，則為  $HClO$  所氧化



$Au \rightarrow Au_2O_3$  開始其化學反應之第一步。嗣復受強酸中之強酸  $HCl$  之中和的誘引，而起水化反



應，



更進而爲



是余所深信者也。此處所遇注意者，雖寫作  $\text{Au}_2\text{Cl}_6$ ，根據余之主張，則寫作  $(\text{Au}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{Cl}_2)$  而示其成分，然此處特作  $\text{Au}_2\text{Cl}_6$  者，乃爲便於諸君之理解起見，故用通式。又  $\text{Au}_2\text{Cl}_6$  一般用 2 除式，故爲  $\text{AuCl}_3$ ，此物有造成 鹽 + 酸 重鹽之性質，寫作  $\text{HAuCl}_4$  者，即此物也。即若作  $\text{HAuCl}_4 \rightarrow \text{HCl} + \text{AuCl}_3$ ，諒能明白理解矣。同樣事實，就 Pt 方面而言，則生下列反應：



此物余信以爲恐亦受強酸  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  之中和的誘引，水化反應生成  $\text{Pt}(\text{OH})_4$ ，復與  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  舉行中和反應，而成  $\text{PtCl}_4$  ( $\text{PtO}_2 + 2\text{H}_2\text{Cl}_2$ ) 也。此鹽亦與 Au 鹽同樣，造成重鹽，寫作  $\text{H}_2\text{PtCl}_6$  者，若謂即  $2\text{HCl} + \text{PtCl}_4$  之物，定能容易理解也。此處對於王水所宜注意者，從王水之反應，而觀  $\text{HCl}$  與

$\text{HNO}_3$  之比例如何，無甚問題。惟言雖如此，若  $\text{HCl}$  多量， $\text{HNO}_3$  極少，固屬可以，若  $\text{HNO}_3$  多而  $\text{HCl}$  少，則不能成王水之作用矣。按兩酸混合，製造王水時，一般摹仿  $\text{HCl} : 3$  分子與  $\text{HNO}_3 : 1$  分子而將  $\text{HCl} : 3$  容， $\text{HNO}_3 : 1$  容相混合者，謂之王水。此乃表明，兩酸濃度相同時，若用此比混合，則可起上述反應之意。至欲將  $\text{Pt}$  或  $\text{Au}$  實際溶化，須有大多量  $\text{HCl}$  存在之必要。根據上述機構，諒能了解者也。在表面觀之， $\text{HCl}$  濃而且多，似甚有利，然若太濃，則稍一加熱，即成  $\text{HCl}$  氣，飛騰空中，無可如何，別謀良策，自屬必要。幸  $\text{HCl}$  不拘稀濃，加熱煎煮，皆成  $6\text{N}$  之  $\text{HCl}$ ，為實驗之事實，亦奇事也。是以製造王水時，從始即將  $\text{HCl}$  之濃度用水稀釋至  $6\text{N}$  左右，自屬必要。按僅  $\text{HCl}$  與  $\text{HNO}_3$  之混合物，不能使  $\text{Pt}$  或  $\text{Au}$  發生化學作用，其主要點，實乃  $\text{HCl} + \text{HClO}$  之合力反應也。吾人皆知  $\text{HCl}$  氧化發生  $\text{Cl}_2$ ，此氣與  $\text{H}_2\text{O}$  相作用，從反應結果而言，則生  $\text{HClO} + \text{HCl}$  此  $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl} + \text{O}$  復行分解，使目的物氧化。故若有繼續氧化  $\text{HCl}$  物質之存在，即能完全舉行此種作用，諒能明白矣。總而言之，其要點在使多量  $\text{HCl}$  中之一部氧化，發生  $\text{Cl}_2$ ，與濃  $\text{HCl}$  上通以  $\text{Cl}_2$  氣，完全相同。是以  $\text{HCl}$  對於任何氧化劑，皆能行此反應也。根據上述說明，使  $\text{Pt}$ ， $\text{Au}$  起化學

反應之主作用，既為  $\text{HCl} + \text{HClO}$ ，則與  $\text{Cl}$  同樣性質之  $\text{HBr} + \text{HBrO}$  與王水之作用相似，自不待言。

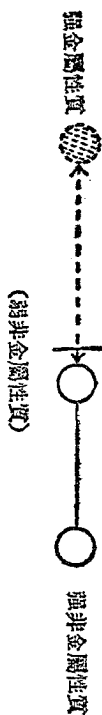
(二) 對性變化 同一元素，既得為比較的金屬氧化物，隨氧化反應之進行，亦得為比較的非金屬氧化物。在此等氧化物間，吾人發見一種微妙之性質，實至有趣，茲將此種事實，略一述之。假定於溶解水中之鹽類上，加以較該酸成分更強之酸，能起如何變化耶。按任何鹽類，因數分解，則成 金屬氧化物 + 非金屬氧化物 自不待言。且在水溶液時，各自水化反應，加水分解，而成成分鹽基與成分酸。今加強酸於此水溶液中，則有下列二反應，可想而知。

(1) 成分鹽基 + 強酸 (中和反應)

(2) 成分酸 + 強酸

(1) 式為中和反應，自不待言，至於 (2) 式，則究能生如何之反應耶。普通雖云，酸與酸之間，無甚反應，然嚴密論究時，決不能如此簡單了事，足引吾儕興味之反應，實即在此。即成分酸對於強酸，大有變成鹽基之傾向，茲將此等物質改成氧化物，而示其反應之骨子如次。強酸當然為強非金屬氧化

物，成分酸此時本為比較的強非金屬氧化物，現為容易明瞭起見，視作弱非金屬氧化物，此物之具變為鹽基之傾向者，無他，即越非金屬氧化物區域，失O而成金屬氧化物之事也。依照反應第一則，適成次圖：

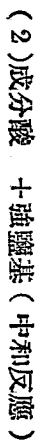


其二氧化物間之距離，欲行增大，事實昭著。惟當然此係傾向，此時若有還元劑，存於液中，而將放出之O，盡量取去，則此反應，亦可繼續進行。其弱非金屬氧化物，形成金屬氧化物，而將液中之強酸中和。故凡以酸之主體，易成

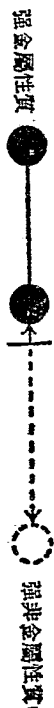
非金屬氧化物 → 比較的金屬氧化物 + O

上式反應之物為成分酸之鹽類，吾人謂之氧化劑。但發揮氧化劑之威力者，並非鹽類狀態，在酸形始得現其本性，已再三說明於酸章矣。故於此等鹽上，加以較其成分酸更強之酸，則自動試將相對

二氧化物之金屬性質與非金屬性質之距離增大，氧化劑亦以之更見其威力。但加弱酸時，並非無此反應，其作用弱而已矣。是以氧化劑溶液，愈為強酸性，則其氧化力亦愈強，可斷言也。次於同樣水溶液之鹽上，加以較該成分鹽基更強之鹽基，則以鹽受加水分解而成鹽基與酸關係，此水溶液上，加以強鹽基者無他，即下式之意也。



(2)之反應，顯為中和反應，人所共見。又以鹽基強度之差，(1)式雖同為鹽基，實乃兩性物質，互相反應，事屬屢見。如對手為較己更強鹽基，則自身為酸，而起中和反應者，即此物也。由此觀之，成分鹽基對於強鹽基，不特自身裝成酸狀，在可能範圍內，其鹽基主體之金屬氧化物，有得O化為非金屬氧化物，而成強酸之勢。若依反應第一則圖示，則成次圖：



其二氧化物之金屬性質，與非金屬性質之距離甚大，欲行中和作用，確為自然界微妙之作用也。惟當然此係傾向，若在此溶液中，有氧化劑之共存，則欲作強非金屬氧化物之金屬氧化物，容易得O而成可能程度之非金屬氧化物，增加二者之差，舉行其中和反應矣。故凡以鹽基之主體，容易變成下式：

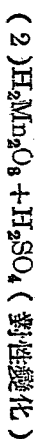
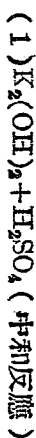
比較的金屬氧化物 + O → 比較的非金屬氧化物

之鹽基及酸為成分之鹽類，吾人謂之還元劑。其威力亦與氧化劑同樣，在鹽之狀態，不能發揮，有變成鹽基狀態之必要。是以此等鹽上，加以強鹽基，依照上圖，其還元力大增。惟加以弱鹽基，亦非無反應，微弱而已，是宜注意者也。故此種還元劑，溶液愈為強鹽基性，則其威力亦愈強。按成分酸 + 強酸 成分鹽基 + 強鹽基 等之反應，皆為潛在於氧化物間反應力之適應性。對於強酸，則變成鹽基，對於強鹽基，則成酸類反應，余竊稱之曰「對性反應」。此等傾向，依還元劑、氧化劑等之第三者之共存而強化，實宜注意，富有興味之應也。茲舉此等顯著實例，藉增理解。諸君皆知  $K_2MnO_4$  為不可或忘之氧化劑，如此寫法，恐有未明，若用 2 除式，寫作  $KMnO_4$ ，諒無不知者也。此物經因數分

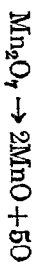
解，則成次式



此鹽之水溶液，為加水分解所生  $K_2(OH)_2$ ， $H_2Mn_2O_8$  之對立，自不待言。今於此液中，加以  $H_2SO_4$ ，則成下式：



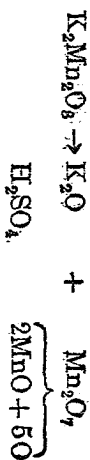
顯然(1)式為中和反應，(2)式為對性變化。 $H_2Mn_2O_8$  主體  $Mn_2O_7$  之非金屬氧化物，失O而欲變為金屬氧化物，金屬氧化物之為鹽基主體，自不待言。故  $Mn_2O_7$  欲與  $H_2SO_4$  相對性，



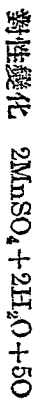
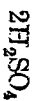
放出5O，而自身則欲化成  $2MnO$  之金屬氧化物，一如上式。其所生之  $2MnO$ ，當然依水化反應，而生  $2Mn(OH)_2$  之鹽基。此物復與  $2H_2SO_4$  起中和反應，自不待言。



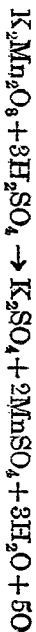
今將該等反應，假定用式表示，則成



中和反應  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

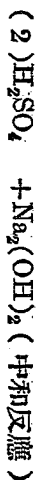
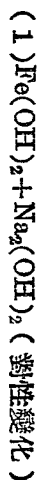


故其反應結果式，應如次式：



如此所生之 $\text{O}$ ，有氧化他物之能力，若能理解至此以後，乃還元性物質十 $\text{O}$ 之關係，任人所能容易理解者也。次對於還元劑 $\text{FeSO}_4$ 對性變化之情形，略一述之。 $\text{FeSO}_4$ 溶液，依加水分解，可視為 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ， $\text{H}_2\text{SO}_4$ 之對立，在此液中，吾人加以強鹽基，例如加以 $\text{Na}_2(\text{OH})_2$ ，則須成下式：





(2) 爲中和反應，此處吾儕所欲注以主力者，乃(1)式之對性變化也。按  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  與  $\text{N}_{2\text{s}}(\text{OH})_2$  雖同爲鹽基，其強度相差殊遠， $\text{Fe}(\text{OH})_2$  較之  $\text{N}_{2\text{s}}(\text{OH})_2$  大形衰弱，凡弱鹽基，皆持曖昧態度，一如蝙蝠，遇酸雖誇作鹽基，若逢較己更強之鹽基，則即現成酸形。是以  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  對於  $\text{N}_{2\text{s}}(\text{OH})_2$  有變成強酸傾向，強酸縱不得成，然增 O 而使非金屬性質強化者也。茲將上述大要，式示如次：

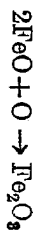


O



諒能明白。由此觀之，凡氧化劑，其酸性愈強，則氧化力亦愈強，反之鹽基性愈強，則氧化力愈弱。至於還元劑，則愈爲強鹽基性，則還元力愈強，反之愈爲酸性，則還元力愈弱，諒能領會也。此種事實，曾以

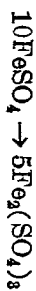
對性變化，簡單說明，此項知識，雖似無足輕重，在此化學之思索與實驗上，實至必要者也。根據上列記述，吾人已知一種氧化劑，與一種還元劑之根本反應，現將此二者之反應，略一論之。 $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$  依照因數分解爲  $\text{FeO} + \text{SO}_3$ ，其鹽基成分之  $\text{FeO}$ ，復行下式反應，



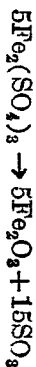
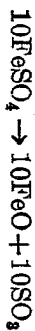
故  $10\text{FeO}$  與從  $\text{K}_2\text{Mn}_2\text{O}_8$  之對性變化所生之  $5\text{O}$  相氧化而成  $5\text{Fe}_2\text{O}_3$  1 如次式：



茲將此等鹽基成分，用硫酸鹽表示，則成下列變化：

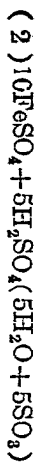
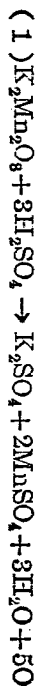


今對此二種鹽類，因數分解而詳檢之

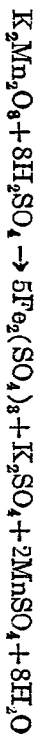


$5\text{Fe}_2\text{O}_3 - 10\text{FeO} = 5\text{O}$ ， $15\text{SO}_3 - 10\text{SO}_3 = 5\text{SO}_3$  故  $10\text{FeSO}_4$  爲成  $5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  起見，所不足

者，為  $5\text{O}$  與  $5\text{SO}_2$ 。依據上述， $5\text{O}$  雖可暫置不問， $5\text{SO}_2$  則非設法供給不可。所謂  $5\text{SO}_2$  者，利用  $5\text{H}_2\text{SO}_4$  即可，自不待言。若能將上述各項充分領會，則僅將



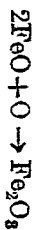
等二式合併，可得  $10\text{FeSO}_4 \rightarrow 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 。時之反應結果式，即



成上式，諒能理會領略者也。上列各式乃為得反應結果式之苦心，其要點在把握其反應之骨子，或根本反應。若將此點充分理解，則稍加設法，定可將反應結果式，隨時求得，決無強記之必要也。上列反應之骨子，乃為  $\text{K}_2\text{Mn}_2\text{O}_8$  酸成分之  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  與  $\text{FeSO}_4$  鹽基成分之  $\text{FeO}$  此  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  依對性變化而成



而  $\text{FeO}$  亦被氧化而成下式：



爲其根本反應。如再將酸章溫習，即可知多數之氧化劑及種種之還元劑矣。對於此等氧化劑，依對性變化而生分解反應之知識，及對於該等還元劑，氧化反應之理解，在理解視作化學反應中最重要之氧化反應，實屬必要。現更舉數例，藉補說明之拙陋。吾人皆知  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  爲氧化劑之一，若加因數分解，則成下式：



人所共知。其能作氧化劑而作用者，非  $\text{K}_2\text{O}$  之金屬氧化物部分，乃非金屬氧化物  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  之部分，無庸說明者也。此種非金屬氧化物溶液，酸性愈強，則愈失其 O，對此酸性，舉行對性變化。此氧化劑之主體  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ，正式應作  $\text{Cr}_2\text{O}_6$  者



其自身竟變成  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  之金屬氧化物（鹽基性物質）愈加考察，則愈足表示陰陽合體之真諦，亦妙事也。即從結果而言，舉行  $\text{Cr}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}$  反應而失其 O，而  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  自身則依基本反應，與

溶液之酸性，反應中和，而成鹽類，自不待言。次對與此等氧化劑，完全相反之還元劑方面，舉  $\text{SnCl}_4$  爲例。 $\text{SnCl}_4$  雖在酸性亦爲還元劑，若作鹽基性，則爲更強力之還元劑。此物從加水分解，及對性變化之見地，爲防止  $\text{SnCl}_4 \rightarrow \text{SnCl}_2$  變化起見，作  $\text{HCl}$  酸性，尙懼變成  $\text{SnCl}_4$ ，特復加以金屬  $\text{Sn}$ ，吾人寫作  $\text{SnCl}_4$ ，視作還元劑者，其主要部分，依因數分解  $\text{SnCl}_4 \rightarrow \text{SnO} + \text{H}_2\text{Cl}_2$ ，得知其爲  $\text{SnO}$  也。其真使命在奪他物之  $\text{O}$  而成  $\text{SnO}_2$ ，然猶恐在舉行還元作用之前，早爲空中之  $\text{O}$ ，氧化而成  $\text{SnO}_2$ ，故特再加  $\text{Sn}$  於其中，如此則雖成  $\text{SnCl}_4$ ，即依  $\text{SnO}_2 + \text{Sn} \rightarrow 2\text{SnO}$  之反應，而復歸於舊。今於此  $\text{SnCl}_4$  溶液中，加以  $\text{NaOH}$ ，則依次式，將  $\text{HCl}$  中和除去，而餘  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ，若  $\text{NaOH}$  過剩加入，則與吾儕之期待，大相背馳。蓋俗作  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  之微白色沈澱，應見而不見故也。按  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  之鹽基性殊弱，若遇較  $\square$  更强如  $\text{NaOH}$  鹽基等，即裝作  $\text{H}_2\text{SnO}_2$  ( $\text{Sn}(\text{OH})_2$ )，舉行



中和反應，而生  $\text{Na}_2\text{SnO}_2$ ，蓋當  $\text{NaOH}$  過剩加入之際，其反應將目的物更進一步故也。此物實爲強烈還元劑，其還元力之主體，爲  $\text{SnO}$  之金屬氧化物，已如前述。若將變作鹽基性，則其主體以

對性變化之關係，有自成酸形之傾向，即欲成  $\text{Na}_2\text{SnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_3$ 。由此觀之，一般以還元劑金屬氧化物為主體之鹽溶液，若作強鹽基性，則其主體，由金屬性而移至非金屬性，形成酸類與鹽基相對應，實至有趣之關係也。又前作氧化劑之一例，曾加說明，以興味太深關係，復引  $\text{K}_2\text{Mn}_2\text{O}_8$  ( $\text{KMnO}_4$ ) 而述之。若將溶液，呈作酸性，此氧化劑主體之  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  欲對性變化而分解如次  $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_5(2\text{MnO}) + 5\text{O}$  放出其  $\text{O}$ ，依據基本反應，而成  $\text{MnO} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2$ ，將溶液之酸性中和。惟有一事，實足奇者，若將  $\text{KMnO}_4$  溶液，用  $\text{NaOH}$  形成鹽基性，與還元性物質共存而察之，則除放出  $\text{O}$  而呈氧化作用外，其氧化劑主體，分解如次， $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_4(2\text{MnO}_2) + 3\text{O}$  仍不脫非金屬性附近之區域，是宜玩味者也。若溶液為強鹽基性，則成  $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_4(2\text{MnO}_2)$  而止。若為強酸性，則進而成  $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3(2\text{MnO})$  亦奇趣事實也。在鹽基性  $\text{MnO}_2$ ，即  $\text{Mn}$  之原子價為 4，在酸性，則  $\text{MnO}$ ，即  $\text{Mn}$  之原子價，進而至 2，如此說來，諒能確理解也。若視陰陽合體，為宇宙之大真理，則對性變化，乃造化之妙技也。此種例樣，逐一舉出，所在都有，上項說明，決非氧化劑、還元劑，各自活躍時對性變化全部之說明，自不待言。然依上述扼要數項，對於氧化劑、還元劑之

骨子爲何，諒能明白矣。按化學實乃氧化物之相互反應，不待余言，故若對氧化物之性行，不能充分理解，則束手無術，是宜明瞭者也。次對於對性變化之一例，熔融時之化學變化，尤其是余所主張之水化反應，在化學反應上，如何重要，略一述之。吾儕先將經過尚溫狀態之天然礦石，置之腦中，其成分雖瞭如指掌，然欲將實物作成溶液，殊費苦心。此等成分，爲金屬氧化物者有之，爲非金屬氧化物者亦有之，有時爲兩性氧化物者，自亦有之。凡此等物，充分粉碎，雖用酸或鹽基之溶液相處理，亦非容易溶解物質。此時若爲金屬氧化物，則教作用通式  $\text{KHSO}_4$  熔融，所稱  $\text{KHSO}_4$  者，依余之見乃  $\left. \begin{array}{l} \text{K}_2\text{SO}_4 \\ \text{H}_2\text{S}_4 \end{array} \right\}$  之重鹽，已在該章，相當詳述。若將此物強熱，則此重鹽失去其  $\text{H}_2\text{O}$  而成  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ，此物若更強熱則分解如次， $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3$ ，此  $\text{SO}_3$  復與正在熔融狀態之金屬氧化物相作用，而成鹽類。一成鹽類，用水處理時，其金屬氧化物，雖爲實難水化反應之物質，在高溫時，受強酸  $\text{H}_2\text{SO}_4$  之中和的誘引，容易水化反應，而成溶液。若爲非金屬氧化物時，則配以  $\text{K}_2(\text{OH})_2$ ， $\text{Na}_2(\text{OH})_2$ ， $\text{Na}_2\text{CO}_3$  等鹽基而熔融之即可。若該氧化物，爲弱非金屬氧化物時，則更利用  $\text{K}_2\text{N}_2\text{O}_6$ ， $\text{K}_2\text{Cl}_2\text{O}_6$  等氧化劑，應用反應第一則，或用一物而爲鹽基兼氧化劑之  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ，藉以熔融者，亦有

之。此可視爲對性變化之異例，經上述各法處理後，視作難溶物質，亦能製成溶液。其所以如次容易溶解者，蓋以形成鹽類關係，凡難溶性金屬氧化物，或非金屬氧化物，以受其他強酸、強鹽基之中和的誘引，舉行水化反應故也。任何金屬或非金屬氧化物，不受水化反應，絕對不能舉行化學反應也。余曾屢云，化學反應，乃金屬氧化物，與非金屬氧化物之相互反應，惟若無水介在其中，換言之，卽若不舉行余之所謂水化反應，決不能互相反應，故水確可稱謂循環大自然之血液，化學變化，以之得以圓滑進行也。依據上述各節，余尙未將化學反應之全部，利用余之基本反應，加以解釋，所論者，僅對視作最重要而終於氧化反應之三四事實而已。對於非常容易反應，不加陳述者，蓋本書之目的，不拘內容，而將諸君導入思索與實驗之樂園，爲主眼故也。余學力不充，本書尤爲獨創，足供指摘之處，在所不免，但力雖不及，委身於化學反應，盡知竭能，以迄於今，在思索與實驗之幽邃仙境，求一安住之地，自不待言。惟余淺學菲才，尙冀大方諸賢，不吝珠玉，賜教斧正，使本書之內容，得以漸次更改完全，是所引領而望者也。



編主五雲王  
庫文有萬  
種百七集二第

# 化學變之途徑

冊 二

究必印翻有所權版

中華民國二十六年六月初版

發行人	王雲五	上海河南路
印刷所	商務印書館	上海河南路
發行所	商務印書館	上海及各埠
譯述者	楊郁仁	贍誠
原著者	竹村貞二	

五二二一

翁



30

43. 12