

自然科學小叢書

化學變化之途徑

竹村貞二著  
楊著誠 郁仁貽譯

王雲五 周昌壽主編



商務印書館發行

自然科學小叢書

# 化學變化之途徑

竹村貞二著

楊郁 著 誠貽 譯

王雲五 周昌壽 主編

商務印書館發行

# 原序

化學變化之研究，爲化學之全部，諒無贅述之必要。從古迄今，多數化學家，從事研究，終費相當苦心努力，至今所發表之研究結果，汗牛充棟，不勝枚計，吾儕對此偉大先人之業績，應銘感追思，且非深加理解讚仰不可。而吾人尤宜以新銳之努力，對於從未著手化學變化之研究，非加以聰明之思索不可。但近代之化學教育，僅將實驗事實，委於強記，對於既存事實之如何理解，新事實之飛躍，應如何思索，未嘗稍及。余據過去九年之思索與實驗之結果，對於化學變化，得一見解，公開於此。要約言之，實可謂對於元素如何而起化學變化之切實問題之解答也。元素先依

一 氧化反應      氧化物

二 水化反應      鹽基或酸

三 中和反應      鹽

之階段的反應，而生鹽類。化學變化除此三種化合反應外，尚有與此反應相反之

#### 四 分解反應

存於其間。按化學變化，雖幾無限，其根本反應，僅此四種而已，余特名之曰：基本反應。竊信此種基本反應，實爲對於先人業績之理解上，及新事實之創造上之『思索之原理』多少有所貢獻也。本書對此基本反應，從極平易之事實出發，淺易周詳，加以說明。余學力不充，本書雖覺可恥，竊願作世之學生諸君之誠心誠意之贈品，若從此得知思索之妙味，更進而爲實證之動機，得完全導諸君於思索與實驗之境地，是則望外之榮也。最後余對於多數前輩先生，或直接賜以薰陶，或依著書辱蒙指導，表示最善之謝意。而理學博士石川清一先生，對於本書不特與以絕大之同情與贊助，且賜以冒頭過譽之辭（指原書石川博士序而言，茲略），尤覺沒世難忘，謹此厚謝。又書肆中村時之助君，對於本書，深蒙理解，在出版上不惜惠以種種之好意與援助，深表謝忱。

昭和八年七月六日

原著者識

# 目次

一	氧化反應	一
	(一) 空氣	
	(二) 氧化物	
	(三) 原子價	
	(四) 氧化分解之逆定	
	律	
二	水化反應	一三三
	(一) 水	
	(二) 鹽基	
	(三) 酸	
	(四) 無氧之酸	
	(五) 製造鹽	
	基之傾向	
	(六) 製造酸之傾向	
三	中和反應	九七
	(一) 性之對立	
	(二) 正酸	
	(三) 酸之中和度	
四	鹽	一四三

(一) 因數分解

五 分解反應……………一九九

(一) 加熱分解 (二) 加水分解

六 重鹽……………一二二七

(一) 鹽與鹽基之化合物 (二) 鹽與酸之化合物 (三) 鹽與鹽之

化合物

七 反應二則……………一二四三

(一) 反應第一則 (二) 反應第二則

八 化學反應……………一二六一

(一) 基本反應 (二) 對性變化

# 化學變化之途徑

## 一 氧化反應

(一) 空氣 彌漫於天地之間，六合之中，無影無跡，不可捉摸，颯然生風，物因之而生動搖飛翔，其物維何，是謂空氣。其環繞於地球者，爲其厚層，吾人實朝夕浸漬於其間，周圍上下，無不有其存在，雖極細微之間隙，亦莫不有。至其爲物，乃由氮、氧、碳及水蒸氣等混合而成，雖無不必要物，存於其間，氧之存在，尤爲重要。故空氣實爲含氧之貴重化學藥品，是不可或忘者也。吾人曾於利用氯酸鉀  $KClO_3$  與一氧化錳  $MnO_2$  製造養氣時，稍加溫，則非特磷 (P) 或硫黃 (S) 及木炭 (C) 等物，甚至鐵絲，亦立即燃燒，發出火光，但於燃燒後，吾人雖仔細檢查其殘渣物質，卽知其既非上述任何之元素，而亦非氧素也。蓋上述各物，已與氧化合，而成爲完全不同之新物質矣。按與空氣，能起化合者，初

不僅此，雖有難易之別，各種元素，固皆俱此力也，化學之發軔，實基於此。

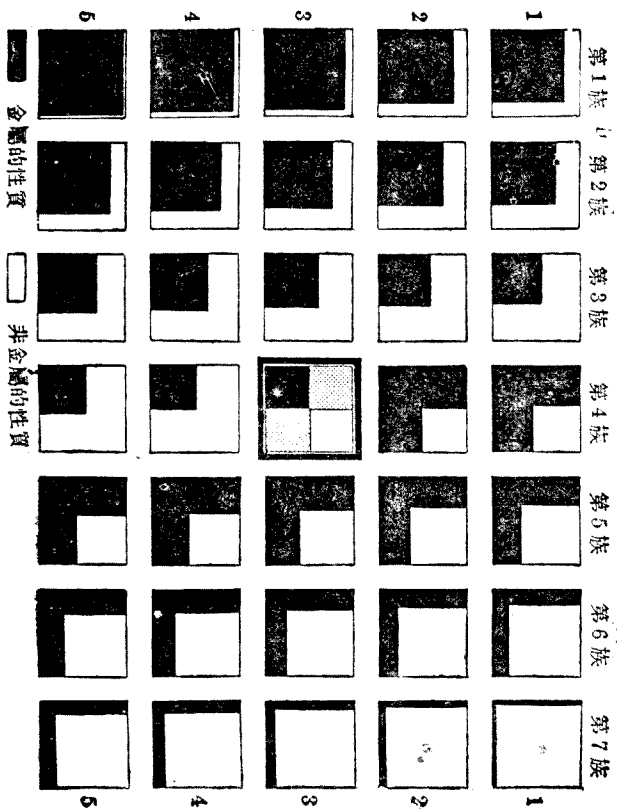
凡元素之起化學作用，必先須與氧化合，乃自然界不可移之事實，吾人稱之爲氧化反應。是以吾人關於各種元素，與氧化合之難易之知識，在化學上，實極重要。普通元素之金屬性愈強，則與氧化合愈易，愈弱則愈難。所謂金屬性質變弱者，即係非金屬的性質變強之意，請看本書裏封面所列氧化傾向之表，即知由↓號所示之方向，其元素順次，愈向右離，其金屬之性質愈變弱。即其非金屬之性質愈變強，而其與氧化合，則愈形困難也。此種事實，在探索化學變化之途徑時，誠爲至要。今觀該表， $\sim\sim\sim Cs$ 之金屬性質，比較任何元素爲強，其次之 $\sim\sim\sim Li$ ，雖亦甚強，但較之 $Cs$ ，則稍弱。再其次 $\sim\sim\sim K$ 元素比較 $\sim\sim\sim Pb$ 則稍弱，但是金屬的性質漸減，即其非金屬的性質漸加，已如前述矣。故表中 $Na \rightarrow Li \rightarrow Ba \rightarrow Sr \rightarrow Ca \dots Cl \rightarrow N \rightarrow H \rightarrow O$ ，即示其金屬性質之漸減也。換言之，金屬性質雖漸次衰弱，而非金屬性質，反形漸次加強也。此種微妙事實，可以↓號而意會之。今由該表，知金屬性質最強之元素，爲 $Cs$ ，而非金屬性質最強者，則爲氧 $O$ ，故所謂氧化反應者，即此較爲帶有金屬性質之元素，與非金屬性質最強之氧，相化合之反應是也。今再申言之，無論何種元素，欲製造任何



化合物，必先經過氧化反應，而氧化傾向表，連續表示，自金屬性質最強之元素，至非金屬性質最強之元素之順位，實爲探索化學變化途徑之基礎，此吾人所欲高唱者也。又按週期律表，係將元素之比較重量，順次排列至第七而止，從第八起，復將類似元素列次其下而成，諒蒙深知。在形式上，週期律表者，將金屬性質最強之元素，取作一點，俾其氧化傾向表，排成  $\sim$  型之表式是也。是以若察此表左右之關係，則知愈向左移，其元素之金屬性質愈強，反之愈向右偏，則其金屬性質漸減，而非金屬性質則愈強。再從縱列觀之，山下至上，其非金屬性質漸強，反之，由上至下，其金屬性質自當變強也。

次圖表示此種關係，最爲明顯，乃余所考察之元素金屬性，與非金屬性之週期律表也。一方格表示一種元素，用不同之顏色，表示其所有金屬性，與非金屬性之多寡，塗黑之部分，乃表示金屬的性質之強度，白部乃非金屬的性質之強度，注意觀之，必得深切理解，而無須再爲說明也。

氧化傾向列，與週期律表中，首尾兩端，固無問題，惟中央部分之配列，互不相容之處，在在多是，倘有此疑竇時，吾人當以根據氧化傾向列爲要。將來根據氧化傾向列，而有更改週期律表之必要，



事實可能，但絕無由週期表，而改變氧化傾向列者，此可斷言也。惟此自以該表元素氧化傾向列之順序，絕無誤謬爲前提而言，若有錯誤，自作別論也。按以元素之比較的重量爲主點所成之週期表，在各種元素化合時之化合重量比，尤其是暗含此意之無數化合物之化學式，可以絕對信用。一面由金屬的非金屬的性質之強度，而知化學變化之趨向，他方得知化合之元素重量比，皆同爲必要之物也。又按二者將來，雖具一統之命運，惟在目下不完全之現狀下，二者皆爲學習化學者，不忍放棄之物也。

(二) 氧化物 由氧化反應而生之物質，謂之氧化物，自不待言。一種元素，在某種比例下，持有金屬的，與非金屬的兩性質。故某種元素，若受氧化反應，則其中必存在某種比率之同一元素之金屬氧化物，與非金屬氧化物。例如氧化鋁， $\text{Al}_2\text{O}_3$  中，原含有某種比率之金屬的，與非金屬的性質，故 $\text{Al}_2\text{O}_3$  受氧化反應，而成氧化鋁時，其中必含有百分之幾之金屬氧化物之氧化鋁，與百分之幾之非金屬氧化物之氧化鋁，事實昭然。不特氧化鋁如此，其他任何元素之氧化物，莫不皆然。即金屬性質最強之 $\text{O}_2$ ，亦非純粹金屬性質，尙含有極微之非金屬性質。故飽受氧化反應而成氧化飽時，雖其

大部分爲金屬氧化物之氧化銻，極微量之非金屬氧化銻，固亦有存在也。與此同樣事實，在非金屬性質顯著之第7族元素方面，亦可適用。例如  $\text{O}_2$ ，亦非純粹含有非金屬的性質，視作尙含極微量之金屬性質，事屬當然。故氧化  $\text{O}_2$  中，雖然完全幾是非金屬氧化物之氧化氮，但仍有金屬之氧化物之氧化氮之痕跡，存於其間。按在一種元素之氧化物中，其金屬氧化物，與非金屬氧化物之量之比，在化學上，實爲重要。依週期律表上元素之位置，吾人得知，較爲金屬性元素，較爲非金屬性元素，及兩性含量，幾近相等，其金屬性與非金屬性之兩性元素等之存在。凡元素，在發生化學作用之初步時，由氧化反應，而生成之元素氧化物，大抵如次：

較爲金屬性元素  $\rightarrow$  金屬氧化物

兩性元素  $\rightarrow$  兩性氧化物

較爲非金屬性元素  $\rightarrow$  非金屬氧化物

關於金屬氧化物、兩性氧化物及非金屬氧化物之知識性行，吾人必須深切了解。蓋化學之根本原理，完全包括在此。化學元素之相互關係，亦完全由此可以表示故也。由此觀之，各種元素與氧相化

合，而成各種之氧化物，就其相互之重量關係，吾人可以發見驚人之事實。即兩元素所起之氧化反應，循一定之規約，進行化合，互守不愉，斷非隨手任意，互相作用也。試以下例之實驗，而察其實相。設取一坩堝，連蓋秤之，再將極細之銅線切細，而盛於坩堝之中，俾其容量，約等坩堝之四分之一，然後再秤之，其前後重量之差，即為銅線之重量無疑。次將坩堝之蓋卸除，而後徐徐加以強熱，則銅線漸失其美麗之色澤，最後變為黑色粉末，此即銅線，因受氧化反應，而生成氧化銅故也。俟銅線盡變為氧化銅時，將坩堝蓋之以蓋，移於天秤室，而使其冷卻，待充分冷卻後，然後又秤之，以察其重量之增減，則重量顯示增加，此重量之增加，乃為因此變化，而所加空中O之重量，自不待言也。茲將氧化反應中，兩元素重量之比，舉例如下：

(1) Cu 與 O 相化合時其重量之比為 4 : 1

(2) Mg 與 O 相化合時其重量之比為 3 : 2

在上例之實驗中，無論氧素之量，比較 Cu 或 Mg 之量，或多或少，而其重量之比，則儼然一定，絕無差異。不特此也，凡各元素，與氧之關係，俱可用適當方法，而發見其重量，必有一定之比率。今若將元

素原子比較重量以考慮之，則更知其中，尚有深意存焉。試查本書背面內頁之表，知  $\text{O}_2$  原子之比較重量為 63.57， $\text{O}$  原子之比較重量為 16，普通雖稱此為原子量，惟余則否，雖屬冗長難稱，余稱此為原子之比較重量，或分子之比較重量。蓋將此等名稱，誤作原子量，或分子量等物，此化學之所以難解也。所謂  $\text{O}_2$  原子之比較重量為 63.57， $\text{O}$  原子之比較重量為 16 者，乃對假定一  $\text{H}$  原子為 1 而言，即  $\text{Cu}$  原子一個之重量，相當於  $\text{H}$  原子一個之重量之 63.57 倍， $\text{O}$  原子一個之重量，相當於  $\text{H}$  原子一個之重量之 16 倍是也。由此觀之，凡各元素之原子比較重量者，實對  $\text{H}$  原子一個之重量，假定為 1 時之倍數也。因是，以其倍數上，附加任何重量單位，亦屬無妨。譬如  $\text{H}$  原子之重量，為 1 公分。而  $\text{Cu}$  1 原子之重量，則為 63.57 公分， $\text{O}$  1 原子之重量，則為 16 公分。是以  $\text{Cu}$  1 原子，與  $\text{O}$  1 原子之比較重量之比例：

$\text{Cu}$  1 原子之比較的重量       $\text{O}$  1 原子之比較的重量

63.57      :

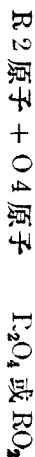
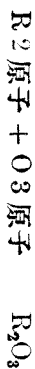
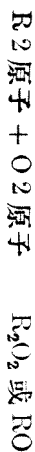
16

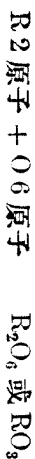
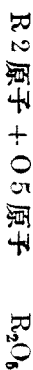
4      :

1

約爲4:1。故Cu 1原子與O 1原子相化合而生成氧化銅1分子，可以實驗證明之。惟凡各元素，舉行氧化反應時，並非皆係1原子與O 1原子互相化合，而無例外。其1原子與O之2原子相化合者，有之，與其3原子相化合者，亦有之，與其4原子相化合者，間亦有之。而某種元素之2原子與O之1原子相化合者，有之，與其3原子、5原子或7原子相化合者，亦有之。

(三) 原子價 凡元素之起化學作用，必先經過氧化反應。而且與氧化合所形成之氧化物，其相互之關係，必有一定之比率，決非任意化合，已如上述，此蓋各種元素，與氧化物之力，各有多少故也。今據多種之實驗的事實，綜合觀察，得知可分爲八種形式，無論何種氧化反應，必適於其中之一，今以R字代表與氧化合之任何元素，則其氧化反應之八種形式，可如下列：

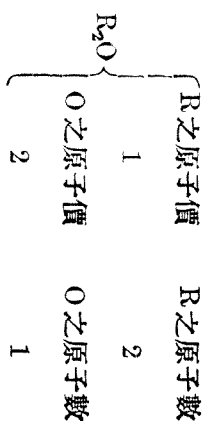




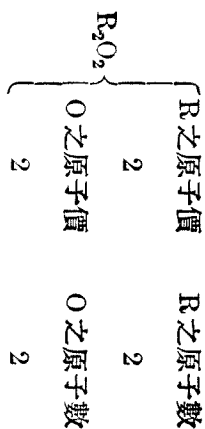
以上八種的形式，乃表示二個元素之氧化反應而生之比率，如  $R_2O_2, R_2O_4, R_2O_6, R_2O_8$  彼此以 2 除之，相約而為  $RO, RO_2, RO_3, RO_4$ ，因為前四種形式，比較複雜，因而約之，初非誤謬，惟余不喜此，是以照式使用之。今就 R 元素，與 O 元素之最多者，衆皆知之，確為  $R_2O$  式之物也。今以 R 為單位，而與 O 相化合，其 R 之化合力，便定為〔1〕。反之，以  $R_2$  原子，與 O 1 原子相化合，故 O 之化合力，自可視作為〔2〕，顯而易見。若將此概念，而使用於各種形式，在  $R_2O_2$  之形式中，O 之化合力當為〔2〕，已如前述。所以 O 2 原子，與  $R_2$  原子相化合之 R，其與 O 之化合力為〔2〕，不待言。據同樣理由， $R_2O_3$  之 R，與 O 之化合力，究為幾何。因 O 為 3 原子，故 O 自身之化合力總計為  $3 \times 2 = 6$ ，而此與 R 之 2 原子相化合故  $6 \div 2 = 3$ ，乃此 R 與 O 之化合力。若以此說，推及於各種形



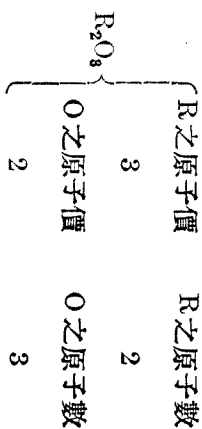
式之氧化物，則知在  $R_2O_4$  時，其 R 與 O 之化合力為〔4〕，在  $R_2O_6$  時為〔5〕，在  $R_2O_8$  時為〔6〕，在  $R_2O_{10}$  時為〔7〕，在  $R_2O_{12}$  時為〔8〕等項，諒實能明了解也。以上說明元素與 O 之化合力之多少，即稱為原子價。故所謂原子價 1 者，即與 O 之化合力則為 1，原子價 2 者即與 O 之化合力為 2，原子價 3 者，與 O 化合力為 3 之意，餘可類推。由各元素之氧化反應，而生原子價之概念，化學之進展，實基於此。故凡研究化學者，對於原子價，須有徹底了解之必要，自不待言。今試就氧化物之八種形式中，加以原子價之概念，與原子數之關係，試一述及之。在  $R_2O$  中，R 之原子價為 1，O 之原子價當為 2：



同樣在  $R_2O_2$  形式中，R 之原子價為 2，故可寫作次式：



又在  $R_2O_3$  形式中，R之原子價為3，同樣可記如次：



利用同樣原理，試將  $R_2O_4, R_2O_5, R_2O_6, R_2O_7, R_2O_8$  一一列記之，則立見奇異事實，即二元素原子之原子價，與原子數之積，必互相相等。換言之，R元素與O元素，當在氧化反應相化合時，與合資公司，各份皆出同額資本相似。具化合力1者，出2原子時，具化合力2者，出1原子後，氧化反應始得

進行。此種自然法則，余稱之爲氧化律。今將此律，式示之如下：

R之原子價  $\times$  R之原子數 = O之原子價  $\times$  O之原子數

各元素之氧化反應，常依此種規律而進行，斷無舛離誤謬者也。此，本律之所以重要也。吾人用此，得以安心而求元素之原子價，知其原子價，即可記元素氧化物之化學式矣。按週期律表第3族元素中，有稱Y元素者，所生之氧化物爲  $Y_2O_3$ 。其Y之原子價幾何，恐爲一般想及之疑問，是時想及氧化律即可。按前曾屢述，R乃代表O以外之任何原素，今將R代Y，而Y之原子價設爲X，則

R之原子價  $\times$  R之原子數 = O之原子價  $\times$  O之原子數

$$X \times 2 = 2 \times 3$$

$$X = \frac{2 \times 3}{2} = 3$$

依據上式，Y之原子價即可求出，其數值卽3是也。諸君在物理學中，槓桿律想均已學習，若思此種槓桿律，僅應用與槓桿有關係之物，則誤矣。卽在小學校中所教之比例式，亦莫不然。此種律則，完全

同時亦爲化學上之氧化律，是亦深具興趣者也。名稱之如何，雖視當時狀況而定，推源其故，實可應解爲一種自然律也。故雖稍具強記之嫌，若知元素之原子價，則由氧化物之形式，必能容易明白其化學式矣。設此又忘記，又將如何，則亦決無憂慮之必要。譬如 As 之原子價，若知爲 5，而 O 之原子價爲 2，已不待言，次求出此二者之原子價 5 與 2 之最小公倍數，知其爲 10，次將各元素之原子價，除此公倍數，即得各個之原子數，是以其化學式，即可記出。即：

(1) 最小公倍數 ÷ As 之原子價 = As 之原子數

$$10 \div 5 = 2$$

(2) 最小公倍數 ÷ O 之原子價 = O 之原子數

$$10 \div 2 = 5$$

根據此種原理，即可求出其化學式爲  $As_2O_5$ 。是以一般先求出 R 之原子價，與 O 之原子價之最小公倍數，次將其所得之數，再以 R 之原子價，與 O 之原子價，分別除之，即可知 R 及 O 之原子數。由此觀之，吾儕對於此種原子價，及氧化物之形式，即一般式等，得以任意求出，凡此二者，實爲至要，必須

徹底了解，已如屢述。惟大多數之人云，一目瞭然，無足爲奇，試思確實理解，固如此容易耶。雖人常云，此種易事不需五分鐘，若有逾此者，定必頭腦惡劣殊甚等語，余實不解其意。按雖此等事實，亦需二三小時，方得真正之理解者，則甚普通，惟在暗記與理解，全無分別者，恐不知余之所言。暗記之知識，實係曖昧，完全無用，已如屢述，一遇危急之時，曖昧之知識，豈能解之，思之亦覺愚魯，若所謂頭腦明晰之人，僅其暗記力甚強，則亦不過一種機械而已。吾人皆知一種機械，若不藉有某種力量，則不能轉動，暗記機械，亦莫不然，若無西洋多數學者新研究之結果，載於書籍中，而移入之，則寸步不行矣。惟此種無用機械，在目下日本狀況，反甚尊重，實亦趣事也。試觀學校教師，對於教材之配置，與學生學習之態度，重覆循環，一再而三，否則卽有忘記之虞云。殊不知記憶與忘卻，實有密切關係，不能或離，愈欲記憶，愈易忘記，惟以忘却，是以有重覆之必要。蓋勿再深加研究，稍費時間，俾得徹底理解也。蓋自表面觀之，雖似迂闊麻煩，若從能率時間之經濟言之，則真受惠無窮也。閑話休說，言歸正傳，按一個元素，並非僅有一個原子價，其有二個、三個、或更多之原子價者亦有之。惟余不願作此種不徹底之說明，而欲斷言之，各種元素，皆能生成八種形式之氧化物，故其原子價，可說有自1至8之多。

所謂以自然之心爲心之主張者，此之謂也。惟竊思各元素所有之氧化物，在一定之狀態（溫度氣壓）之下，安定者有之，不安定者亦有之，決非一律。是以吾人說作，僅在現今自然界狀態之下之安定物質，能顯現於吾人實驗範圍之內，而起化學作用，亦無不可，若將此種思想，置之腦中，而觀察各種元素之氧化物之性質行爲，則必翻然有所領悟矣。至其何種元素，其原子價究爲幾何，茲不另述，蓋非親身實驗，而思索之，則不能深切理解故也。

（四）氧化分解之逆定律 在現自然界之狀態下，普通一般較爲金屬元素之氧化物，大都屬於 $R_2O$ ， $R_2O_2$ ， $R_2O_3$ 等形式，間亦有屬於 $R_2O_4$ 形式者，而非金屬元素之氧化物，則大都屬於 $R_2O_4$ ， $R_2O_5$ ， $R_2O_6$ ， $R_2O_7$ 等形式之間，但亦有屬於 $R_2O_8$ 形式者，其故何在，余雖不解，惟由上觀之，吾人當知較爲金屬性元素之原子價，爲1、2、3等之低價，而較爲非金屬性元素之原子價，爲5、6、7等之高價。按原子價低者，即與O之化合力少，而原子價高者，即與O之化合力多之意，自不待言。但化合力之多少，決非化合力之強弱之意，在氧化反應時，其元素之金屬性質愈強，則其與O化合亦愈激烈，其金屬性質漸衰，則其化合亦漸緩矣。簡言之，金屬性質愈強，則與O化合亦愈易，反之，

其金屬性質漸低減，則與O化合亦漸形困難。例如Zn樣強金屬元素，若用小刀切斷，其切口初具美麗光澤，雖在常溫度之下，亦即與O化合，而成暗色。反之，如金屬性質甚弱，即非金屬性質之S，雖投入氧氣之中，在常溫之下，亦可視作幾不化合。然並非完全不化合，其極微部分，固行化合也。又同一元素，在形成二個以上之氧化物時，其與O之化合力，亦有強弱之分。竊思任何高級氧化物，其元素，並非一次即與許多O素相結合，而必先與O一原子相化合，次由此生成之氧化物，復與O一原子相化合，而生較前含氧更高之氧化物，而此物，復與O一原子相化合，如此繼續不息，遂成最高級氧化物也。今以R代表與O化合之元素，則R元素，必如次述順序，進行其氧化反應也。

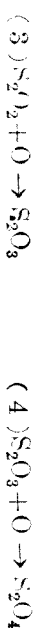


此種事實，余稱之爲『階段的氧化反應』，在此種階段的氧化反應中，必先起(1)之反應之後，始繼起(2)(3)(4)(5)(6)(7)(8)等之反應，茲列式如次：





此中(1)之化合力爲最強，(2)之化合力比前較弱，至(3) (4) (5) (6) (7) (8)等，則其氧化之程度愈進，其化合力亦次第衰弱，已如前述。其所謂化合力衰弱者無他，即難於化合之意，自不待言。例如S(硫)，恐亦由如余所述階段的氧化反應，而後形成 $S_2O$ ， $S_2O_2$ ， $S_2O_3$ ， $S_2O_4$ ， $S_2O_5$ ， $S_2O_6$ 等氧化物，即如下式之階段反應進行氧化：



此中以(1)之化合爲最易，(2) (3) (4) ……等式，氧化反應，漸次進行，其化合亦漸難，若R元素上結合少數O之氧化物，謂之低級氧化物，R元素上結合多數O之氧化物，謂之高級氧化物，則R與O元素原子之直接結合，其化合之容易，當推第一。其餘總括言之，可以說，低級氧化物，較之高級



氧化物，則其與氧化合爲易，氧化物愈爲高級，則其與氧化合亦愈難，自不待言矣。上述所謂化合容易，或化合困難等，化學反應上之知識，實屬重要，必須充分理解者也。又普通一般化合容易元素之氧化物，其分解實難，反之，化合困難元素之氧化物，一觸玄機，即分離瓦解矣。其關係如次：

易氧化→難分解

難氧化→易分解

此項關係，余稱之曰：『氧化反應之逆定律』。

從元素金屬性質之強度而言，在吾儕所知普通元素中，當以K爲第一位。K之氧化物中有 $\text{K}_2\text{O}$ ，同樣Ag等物之金屬性質，似亦甚強盛，或以爲在K之上者，殊不知在化學上，所謂金屬性之強度，並非以光澤、延性、及展性等之物理性質，爲根據，而依與O之合力之強弱而決定，是宜深切理解者也。說及金(Au)、銀(Ag)、水銀(Hg)等物，其金屬性雖似甚強烈，實至微弱，視作近於非金屬元素可也。此物天然可在元素狀態掘出，是蓋難於氧化故也。惟並非全然與O不相化合也，例如銀(Ag)亦可生成 $\text{Ag}_2\text{O}$ 氧化物，下列二種氧化物：

(1) 強金屬性質元素K之氧化物  $\text{K}_2\text{O}$

(2) 弱金屬性質元素 Ag 之氧化物  $Ag_2O$ 

若云究以何者容易分解，則根據氧化分解之逆定律，則知  $Ag_2O$  之分解甚易，自不待論矣。

根據同樣理由，在階段的氧化反應時，一般低級氧化物，較之高級氧化物，與 O 容易化合。今以 S 之氧化物為例， $SO_2$  為低級氧化物， $SO_3$  為高級氧化物，依氧化分解之逆定律， $SO_2$  之分解，較之  $SO_3$  為易，更不待言。以上所述之事實，在觀察元素原子價之變動上，殊為重要。又一個元素，有二個以上之原子價者無他，係示同一元素，有二個以上氧化物之意。故考察元素變幻無窮之原子價之動搖，即足窺其氧化物變化之形態也。

當此章告終之際，特重申前言，聊作餘音。按同一元素之所謂金屬性質，與非金屬性質者，完全係將其同一性質，而從表裏兩方觀察而言，無論任何元素，其金屬性質斷無百分之百之事。其非金屬性質，亦斷無百分之百之物，即視作金屬性質最強之元素，或非金屬性質之最強者，多少皆具逆性質，混雜其中。今以金屬性質為陽，則非金屬性質為陰，若所含陰性（非金屬性質）之比率較少，則陽性強，若陰性多，則陽性弱。反之，若陽性（金屬的性質）所含之比率少，則陰強，若陽性多，則

陰性弱。若以陽性之說明爲同一性質，從表面看法，則陰性之說明，卽爲同一性質，從裏面之看法。陰陽二者，恰如樂園(Eden)中之亞當(Adam)與夏娃(Eve)之二人，任何世界，俱從此開始其強有力之進行也。

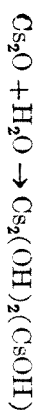
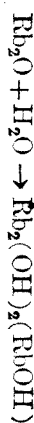
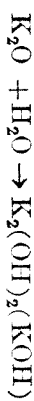
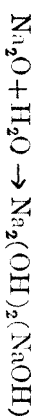
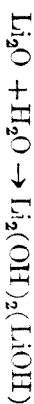


## 二 水化反應

(一) 水 自混沌初開之時，地球即被以 $O$ 爲主劑之空氣圍繞，且包藏可足驚人之一大量水分，水被太陽照射蒸發，變爲蒸汽，混於溫暖空氣中，而昇騰高空，及至上空，遇高度寒冷，則凝縮成爲微粒之水滴，是爲雲。隨風飄颺，越山渡海，浮游空中，一遇寒氣，或逢冷風，微粒水滴，集成大粒，因受重力之作用，而開始降下，在其途中，復遇多數他雲，凝結粒漸增大降落，而歸曩所慣住故鄉之地上，是卽爲雨。按年年歲歲降至地上之水量，殊足驚人，若行累計，可達地球表面上七六公分（cm）之深云。又據一般推算，其二分之一，蒸發而成氣體，三分之一流於地表，六分之一滲入地中，是以空氣與水，爲最大量之氣體，及最豐富之液體，與吾等居住之地球，繼續不斷的接觸者也。水者乃氫素與氧素之氧化物，已如所知，任何元素，欲起化學作用，必先經過氧化反應，而今日所見大量之水，恐如星雲說所謂太古之時，充滿於宇宙間之輕氣，經氧化反應而成。水之性質，爲數甚多，而其最重要者，僅

二而已。其一，即根據余所稱氧化反應之逆定律，水乃不易分解之物質。試一思之，水為較為安定之物質，雖至攝氏二五〇〇度強熱之下，僅能分解其一〇%，此豈非造物之大慈大悲乎。其二，即水能溶解各物之性質，無論物質之為固體、液體或氣體，雖溶解有難易之別，但無不被其溶解者。吾人以為不能溶解者，其實極微量，被其溶解，惟其溶解甚遲，是以不克鮮明耳。故不溶之語，改為難溶，事實當然。蓋完全不溶與難溶，其化學作用，完全不同故也。經上項之說明後，現復進而說明各種重要之事實。惟須假定在元素成化合物前，有元素單體一瞬存在之必要。按各種元素，在起化學作用之前，非先經氧化反應不可，此乃余之主張。但各種元素，在空氣不斷接觸之中，恐非構成氧化物不可。而此種氧化物，與水共存時，恐亦不能全無交涉也。按水之溶物，雖有難易之別，皆可溶解，為其特性，是以各種元素之氧化物，不能不與水生作用，而行其化學反應之第二階段。竊思此種作用，乃與水化合之反應，因即簡稱之為『水化反應』。此種反應，實屬重要。蓋水元素之起化學作用，不得不經過氧化反應，而各元素之氧化物，亦不得受水化反應故也。較為金屬性氧化物，與較為非金屬性氧化物，因受水化反應，究能生成何物，茲將此等興趣問題，論述之。

(二) 鹽基 先從金屬性質應屬強烈之第1族之主屬元素開始此等元素之氧化物其一般式爲  $R_2O$ 。其化學式當如左列，皆以水化反應，而生次式所示之物質：



由此觀之，上述各氧化物一分子，與  $H_2O$  一分子，成水化反應，而生成如  $R_2(OH)_2$  相當之物質，稱爲氫氧化合物。上列各物，即呼之曰，氫氧化鋰、氫氧化鈉、氫氧化鉀等之名。此等氫氧化物，普通不寫作  $R_2(OH)_2$ ，而寫作  $ROH$ 。例如不作  $Na_2(OH)_2$ ，而作  $NaOH$ 。按所謂原子量者，乃係比較的重

量，前已屢言之矣。是以  $H=1$   $O=16$  者，即為  $H$  原子之重量，與  $O$  原子之重量之比，為  $1:16$  之意。觀乎  $Na_2(OH)_2$  化學式，乃由  $Na_2$  原子， $O_2$  原子， $H_2$  原子而成。各元素之原子數，或以同數除之，或以同數乘之，其重量比，固無變異。因此應作  $Li(OH)$ ，簡略寫作  $LiOH$ ， $Na_2(OH)_2$  寫作  $NaOH$ ， $K_2(OH)_2$  寫作  $KOH$  等式，在計算重量之立場，自不足咎。但在化學反應之處置上，則不得不完全否定之。其理由安在，茲詳論之。此等氫氧化物，容易被水溶解，一如所知，且於溶解之後，若用手指，試相摩擦，則幾有如石鹼之滑潤。又將其少許，而以多量之水稀釋之，用舌嘗之，則覺有甚特殊之苦味。次將紅試驗紙，試一浸之，則即變青。又若以酚酞試藥之酒精溶液之一滴加入，其溶液即變為美麗紅色。此等反應，為金屬氧化物，受水化反應，而生成氫氧化物之一般反應，且表示其為鹽基性之反應者也。若從表面觀之，則以  $LiOH$ ， $NaOH$ ， $KOH$  等化學式之末尾，俱附有  $(OH)$  關係，衆遽以為該等氫氧化物之所以表示鹽基性反應者，實基於此。惟氫氧化物之所以表示鹽基性反應，斷非以  $(OH)$  之故。其反應之主體，乃係  $Li_2O$ ， $Na_2O$ ， $K_2O$  等金屬氧化物。此等不同元素之氧化物，受水化反應而生成之物質，所以一律呈示鹽基性反應者，竊信係由此等氧化物中之主要



元素 Li, Na, K 等之金屬性質所致。今復申言之。鹽基反應之主體，乃為金屬氧化物而各氧化物之一分子與  $H_2O$  一分子受水化反應生成一分子之氫氧化物是宜充分理解者也。今雖覺重複試再舉例以示之。依據下式：



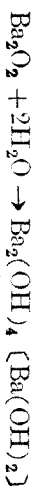
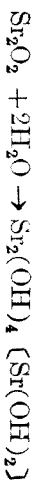
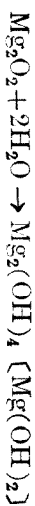
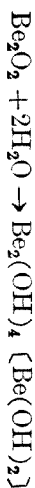
生成之一分子之  $Na_2(OH)_2$ ，決非為如式所示，生成二分子之  $NaOH$ ，



此余所欲主張者也。前已屢次說明，在週期律表之縱列中，其元素愈在下位，其金屬性質愈強，且氫氧化物之鹽基性，乃基於金屬氧化物。詳細言之，即基於金屬氧化物中主要元素之金屬性質。故因主要元素金屬性質之強弱，其氫氧化物鹽基性，亦有強弱，理所當然。而在上述氫氧化物中，則以  $Cs_2(OH)_2$  之鹽基性為最強。次依  $Rb_2(OH)_2$ ， $K_2(OH)_2$ ， $Na_2(OH)_2$  之順位，其鹽基性，漸次衰弱。次就週期律表中之第 2 族主屬元素而論述之。今為觀察其相互關係之便利起見，將此等元素，與其氧化物，併記於下：

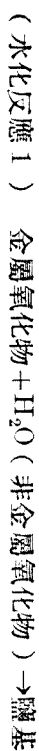


此等金屬氧化物，亦與第1族主屬元素，完全相同，舉行水化反應，而生氫氧化物。即此等金屬氧化物之一分子，與  $\text{H}_2\text{O}$  之二分子相水化反應，而生一分子之氫氧化物。例如：



此等化合物，亦呈鹽基性反應，自不待言。按鹽基性反應之主體，乃  $\text{BeO}$ ， $\text{MgO}$  等金屬氧化物，而非共通含有之  $(\text{OH})$ ，不可誤解，已如前述。惟其中鹽基性最強者，究何物耶。因為鹽基性之強弱，即為

其主要元素之金屬性質之強弱，而在週期律表縱列上最下位元素，其金屬性質為最強，當然以  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  之鹽基性為最強，實為全無誤謬之類推。而在事實方面，亦完全如此。依照  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Be}(\text{OH})_2$  等之順次，愈為上位元素之氫氧化物，其鹽基性亦愈弱。前曾屢次說明，鹽基之強弱，即為其主要元素金屬性質之強弱，凡強金屬性物質，構成強鹽基性。若金屬性順次衰弱，則其鹽基性亦愈弱，所謂似懂而非懂者，此之謂也。按鹽基性之強弱，實屬重要，故余慎重說明之。依余所測，H 乃一最顯著之兩性元素。是以 H 受氧化反應而生成之氧化氫（即水），亦為最顯著之兩性氧化物，自不待言。所謂兩性氧化物者，其自身既為金屬氧化物，又為非金屬氧化物之稱也。故余此處所稱最顯著者，係其所有之金屬，與非金屬之兩氧化物，其量幾相等之意也。竊思水能溶解任何物質之特性，或即基於此也。頃已述及， $\text{H}_2\text{O}$  與種種金屬氧化物相作用，而生成種種鹽基。在此水化反應中，水自身對金屬氧化物，作非金屬氧化物而反應，一如次式：



所謂兩性氧化物者，對於金屬氧化物，則作非金屬氧化物，而作用，對於非金屬氧化物，則作金屬氧

化物，而反應者也。是以對於兩性氧化物之語，定能了解矣。又金屬性爲陽，非金屬性爲陰，而陰陽合體，實乃貫通大宇宙之真理，又爲造物之本旨，已如屢述。故其陰陽兩性愈強，則其結合愈加激烈，若兩性漸次變弱，則其結合，亦次第緩慢。是以根據同一理由，對如金屬氧化物， $H_2O$  爲非金屬氧化物，而行水化反應時，則其金屬氧化物中主要元素之金屬性質愈強，則與  $H_2O$  化合亦愈易。金屬性質漸次變弱，則化合漸難。蓋前者容易引起水化反應，後者難起水化反應故也。此與在氧化反應時，元素之金屬性愈強，則與  $O$  化合愈易，漸弱則漸難之關係，完全相是。以所謂易起水化反應者，即容易生成鹽基。難起水化反應者，難以生成鹽基之謂也。又所稱易生鹽基者，即係生成多量之鹽基，反之難生鹽基者，則生成少量，或極微量之鹽基之謂也。讀者諸君，恐皆以爲稱作鹽基性物質中，在水有易溶，難溶之別，是無可諱者也。惟據余所信，凡各金屬氧化物，因水化反應所生成之鹽基，俱能溶解於水，而無例外。換言之，金屬氧化物之水化反應，雖有難易之別，而其生成之鹽基，則斷無溶與難溶之異，可斷言也。蓋以鹽基主要元素金屬性質之強弱，而生水化反應之難易，其易者生成多量之鹽基，其難者僅生少量鹽基而已。是以量之關係，而分鹽基之強弱，即易起水化反應而生成多量

鹽基者，爲強鹽基性。反之，在水化反應時，僅生少量之鹽基者，爲弱鹽基性。如上說明，雖尚有不足之憾，但對於鹽基強弱之意，當能有所知矣。關於週期律第2族主屬元素之鹽基，雖經說明，但其鹽基初不止此，而較  $\text{Be}_2(\text{OH})_2$  爲弱之鹽基，尙有在焉。按元素氧化反應之順位，卽爲此等元素氧化物水化反應之順位，已如前述。今試一察表紙裏面所載之氧化傾向表，則必能盛興愉快，斷定其鹽基之強弱矣。惟有一事，欲須注意者。卽鹽基之主體，爲金屬氧化物，是以凡3價原子價鹽基之一般化學式，非  $\text{R}(\text{OH})_3$  而爲  $\text{R}_2(\text{OH})_6$ 。例如  $\text{Al}$  之氫氧化物，若爲  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ，則在化學反應上，全無意義，必爲  $\text{Al}_2(\text{OH})_6$ 。而後可。是蓋鹽基之主體爲  $\text{Al}_2\text{O}_3$  關係，無須再加說明者也。以  $(\text{OH})$  作鹽基之主體，此其所以寫作  $\text{Al}(\text{OH})_3$  而無忤也。又鹽基漸變弱，非特紅色試驗紙，不能變青，卽一切鹽基反應，亦不能呈現。蓋以鹽基含量過微，以吾人五官能力，不能檢出，而決非非鹽基也。余前於氧化反應處，業已述及，元素氧化傾向表之元素，愈趨↓方向，則與氧化合，愈形困難。而難化合物質，雖偶有成氧化物之事，稍受其他動機，卽行分解。至所以分解容易者，諒早於氧化分解逆定律處，已明瞭矣。水化反應，亦與氧化反應，完全相同。依氧化傾向表，其元素愈從左向右前進，則其元素之氧化物，

與  $H_2O$  之化合亦愈難。所謂化合困難者無他，因水化反應，鹽基難於生成之意。而難成鹽基之物質，縱生極少之鹽基，則區區細故，造成機會，即被分解，而為原來之金屬氧化物，與  $H_2O$  矣。今舉例說明之。 $Zn$  位於氧化傾向表之左翼，為一金屬性極強之元素，同時能生成極安定之  $ZnO$ 。此物以水化反應，而即形成苛性曹達，自不待言。



此物頗不容易分解而為  $Na_2O + H_2O$  適與  $N_2O \rightarrow 2Na + O$  之難於分解相同。惟在氧化傾向表右方之  $As$ ，則金屬性至弱，難以與  $O$  化合，而分解實易，一如氧化分解逆定律之所示。是以  $As_2O$  與  $H_2O$  難以作用，雖能形成  $As_2(OH)_2$ ，亦必立即分解，而為  $As_2O + H_2O$ 。在氧化反應與水化反應上，而有此種共同傾向，實為趣事，處理化學反應上，誠宜注意者也。

(三) 酸 元素因受氧化反應，而生氧化物，而氧化物又不得不受水化反應。較為金屬性氧化物，因受水化反應，而成鹽基，雖如上述，但較為非金屬性氧化物，受水化反應，生何物，此等問題，殊屬有趣，現特進而討論之。

B     $B_2O_3$                     Al     $Al_2O_3$                     Sc     $Sc_2O_3$

Y     $Y_2O_3$                     La     $La_2O_3$

上列爲週期律表第3族之主屬元素，因其氧化之原子價爲3，故從其一般化學式而論，非如此不可，無論La, Y, Sc或Al等，其氧化物，因受水化反應，性雖微弱，生成鹽基。當然  $B_2O_3$  之水化反應，似亦有形成鹽基之可能，一如下式：



但對此生成鹽基，若加種種試驗，則知所稱爲鹽基者，實宜稱作酸之物也。按前已言及，在同縱列上，其元素愈在上位者，其非金屬性亦愈強。今B在最上位，故其非金屬性，較其同屬之任何元素爲強。從週期律之橫的關係上，在其最右，而在縱的關係上，又在其最上位，謂之酸類，想亦無不可也。但方脫鹽基境域之酸類，決非強酸，可想而知。是以若一知其爲酸，則在  $B_2O_3$  與  $H_2O$  之水化反應中， $B_2O_3$  非作金屬氧化物而作用，而作非金屬氧化而反應者也。依據下列化學式，



而完成水化反應，可知矣。是以此處所生之酸，依據上式，乃為  $H_6B_2O_6$ ，諒可容易理解矣。若再用 2 除之，即得  $\frac{H_6B_2O_6}{2} = H_3BO_3$ ，故知其為硼酸也。對於此酸，諸君宜知，乃一弱酸，且為揮發性之酸類。所謂酸之性質者，實不外為其非金屬性氧化物  $B_2O_3$  之性質而已。其所以為弱酸者，乃以其  $B_2O_3$  中主要元素 B 之非金屬性質甚弱之故。至於所謂不揮發性者，以  $B_2O_3$  為不揮發性物故也。是以前酸之主體為非金屬性氧化物，猶鹽基之主體之為金屬性氧化物，自不待言。次就第 4 族之主要元素，進而加以同樣之說明。按以週期律表之位置言之，則遠在右方，較之第 3 族元素，其金屬性質，甚為微弱，當可推知。所謂金屬性質變弱者，即指與其所變弱之同量，而增加其非金屬性質之意。因之，此等元素，因受氧化反應，亦可說能生成較為非金屬性氧化物。惟依其縱列之關係觀之，則亦不能一律斷言之。

C	$CO_2$ ( $CO_2$ )	Si	$Si_2O_4$ ( $SiO_2$ )
Ti	$Ti_2O_4$ ( $TiO_2$ )	Zr	$Zr_2O_4$ ( $ZrO_2$ )
Ce	$Ce_2O_4$ ( $CeO_2$ )	Th	$Th_2O_4$ ( $ThO_2$ )



按愈爲上位元素，其非金屬性質愈強，漸次下位者，其金屬性亦漸增，此固屢言之矣。而在本屬中，C之非金屬性質，確爲最強，Si, Ti等之非金屬性質，漸次變弱，而其金屬性質，反逐漸增加。故CO<sub>2</sub>受水化反應，所生物質，其爲酸類，則甚明顯。



但從週期律表之橫的關係觀之，較之H<sub>6</sub>B<sub>2</sub>O<sub>6</sub>，其酸度因爲稍強，然用青色試驗紙檢示，則亦僅變淡紅程度之弱酸而已。同樣，Si<sub>2</sub>O<sub>4</sub>，受水化反應，則生次式之酸。

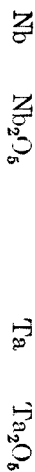
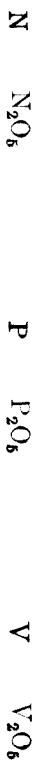


Ti<sub>2</sub>O<sub>4</sub>，則生下式之酸。

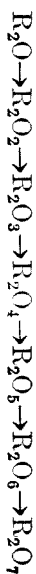


此三酸中，究以何者爲最強，自無庸問。酸之所以呈酸性者，乃由於非金屬氧化物，故酸之主體，實爲非金屬氧化物。而酸之強弱，乃以其主要元素非金屬性質之強弱而定。今於C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>，Si<sub>2</sub>O<sub>4</sub>，Ti<sub>2</sub>O<sub>4</sub>等三氧化物中，其主要元素之非金屬性質，當然依C→Si→Ti之順位而漸弱。是以在H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>，

$\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{TiO}_3$  二酸中當以  $\text{H}_2\text{CO}_3$  之酸性爲最強，次依  $\text{H}_2\text{TiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  之順序而弱化。根據同樣理由，似有  $\text{ZrO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{ZrO}_3$ ,  $\text{CeO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CeO}_3$ ,  $\text{ThO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{ThO}_3$  等酸存在之可能。但在同一縱列上，愈在下位之元素，其金屬性質愈強，是以此等元素之氧化物，若對  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$  或  $\text{TiO}_2$  等，較爲非金屬性氧化物而言，應爲較爲金屬性氧化物。故與其以之爲酸，莫若以之爲鹽基之爲適也。雖然，該等雖名爲鹽基，實亦而又弱者也。所謂弱鹽基者，其自身卽爲弱酸，反之所謂弱酸者，其自身亦可說爲弱鹽基也。此種事實，實足玩味，可知宇宙之事物，乃係連續，而非不連續，此卽其有力之佐證也。何以言之，以有弱酸  $\parallel$  弱鹽基之關係，強鹽基與強酸，得以連繫故也。在此屬之酸中，吾人不可或忘之  $\text{CO}_2$ ，常混雜於空中，而與植物之葉，繼續有密切之交涉。 $\text{SiO}_2$  則形成地殼，藏宿植物之根，而  $\text{CO}_2$  受水化反應，生成  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$  亦受水化反應，生成  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ 。是以凡百植物，皆受太陽之惠，始得生長者也。植物體內之  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，雖爲簡單之酸，經多次變化後，卽生澱粉，有機化學之發軔，不亦基於此乎。次就週期律表第 5 族之金屬元素，繼續說明之。表之橫的關係，漸次達向右邊，而其非金屬性，亦漸次增加，此人所週知也。因族之號數，卽其原子價之數。



其一般式爲  $R_2O_6$ ，故其氧化物之化學式，非如左不可。元素原子價之決定，雖似容易，其實亦並非如此簡單。凡各元素，應有下列之氧化物。



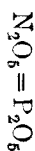
但此等氧化物，在今日狀態下，安定者有之，不安定者亦有之，僅其一、二種氧化物，較爲安定而已。惟在實際上，元素之原子價，即由之而定矣。如 N 之氧化物，則有下列各種，諒皆週知。



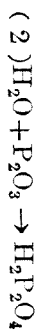
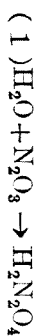
在 P 亦可視爲同樣，



倘有不然，而有違反此階段氧化反應者，只須更加思索與實驗而已。恐在 V, Nb 或 Ta 等場合，亦必同樣也。今在此等氧化物中，僅就下列三種，而申述之。



若特就原子價而言，則對於N或P之3價、4價或5價之元素，加以研究之，而與一般式  $\text{R}_2\text{O}_3$  相當之氧化物，常可視為  $2\text{R}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{R}_2\text{O}_2 + \text{R}_2\text{O}_4$  之混合物，亦一趣事也。然在常溫之  $2\text{N}_2\text{O}_3$  實為  $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{N}_2\text{O}_4$  之混合物，僅在綠色液狀時，始有  $\text{N}_2\text{O}_3$  之存在，此深宜明瞭者也。同樣  $\text{P}_2\text{O}_3$  恐亦係  $\text{P}_2\text{O}_2 + \text{P}_2\text{O}_4$  之混合物也。此等非金屬氧化物，受水化反應，似可生成下列各酸：



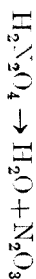
寫作  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$  形式，或覺不明，但若寫作  $\frac{\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4}{2} = \text{HNO}_2$  以示，則恍然領悟矣。若僅示重量比全

無變化，則寫作  $\text{HNO}_2$  亦決非不可，前已屢述之矣。但由化學方面言之，酸之所以呈有酸性者，並非以造酸之特別H原子所致，依余所見，實為酸之主體之非金屬氧化物之影響。故在余之化學中，以為在鹽基化學式中，其主體金屬氧化物之存在，既屬必要，同樣在酸之化學式中，其主體非金屬氧化物之存在，亦實甚重要也。 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$  若單寫作  $\text{HNO}_2$ ，則其酸之性質，恐難明瞭。又吾儕所知關於鹽基與酸之性質，實即其金屬，與非金屬氧化物之性質也。而吾人對於鹽基，或酸所欲知者，乃該等

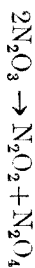
主體氧化物之形態也。蓋若從此等氧化物，則不特鹽基與酸之強度可知，即其他之特性，亦可明白。窺見故也。今若寫作  $H_2N_2O_4$ ，由下列式中，即可察知其主體之為  $N_2O_3$ ： $H_2N_2O_4 - H_2O \rightarrow N_2O_3$ 。而此氧化物之主要元素，當然為 N，已無庸議。但 N 在週期律表為第 5 族之主要元素，由橫的關係，乃在右邊，縱的關係，乃在上位。故為非金屬元素，自不待言。然則  $N_2O_3$ ，乃非金屬氧化物，而非金屬氧化物，受水化反應而形成之物質，當然為酸，諒能充分理解矣。惟吾人斷不可僅知其能造成酸類，引以為滿，對於酸類強度之知識，亦屬重要。而諸君在此復得一種新事實之理解。即至要元素，雖屬同一，視結合 O 數如何，元素之原子價，得以變化也。普通造成  $R_2O$ ， $R_2O_2$ ， $R_2O_3$  等氧化物，為金屬元素。造成  $R_2O_4$  者，則稍曖昧，如  $R_2O_5$ ， $R_2O_6$ ， $R_2O_7$  等者，則為非金屬元素所造成，前已述之。一般金屬元素之低級氧化物，在現在狀態為安定。而非金屬元素之高級氧化物，亦為安定，其故安在。在日下狀態，余雖尚不能知，惟若依此類推，則雖主要元素為同一非金屬元素，在較為低級氧化物中之主要元素之非金屬性較弱，而較為高級氧化物中之主要元素之非金屬性為強，事屬可能也。所謂非金屬性質微弱者，即增加與其程度相當量之金屬性質之意，亦即受水化反應，生成弱酸之義也。

故  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$  實爲弱酸，諒能容易了解矣。又以該酸之主體爲  $\text{N}_2\text{O}_3$  關係，是以既爲氧化劑，復爲還元劑，亦同時可知。如前所述， $\text{N}_2\text{O}_3$  乃是  $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{N}_2\text{O}_4$ ，而  $\text{N}_2\text{O}_2$  又容易與 O 化合，如下式， $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$  蓋無色之  $\text{N}_2\text{O}_2$  氣體，一與空氣接觸，即變成  $\text{N}_2\text{O}_4$  之赤褐色氣體。而  $\text{N}_2\text{O}_4$  若遇要求氧之對手存在，則亦具分解傾向，而成  $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$ 。是以具一方需要 O，他方供給 O 之二種相反性質之物質，高懸  $\text{N}_2\text{O}_3$  招牌，合住一處，亦屬奇事。蓋即一爲還元劑，一爲氧化劑也。惟人對於該等物質，相安無事，恐生疑問，殊不知  $\text{NO}(\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_2 + \text{O}_2)$  雖奪所供 O，而與化合，結局仍變爲  $\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ ，而  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_2$  是以依然  $\text{N}_2\text{O}_2$  與  $\text{N}_2\text{O}_4$  仍爲混在，初無考慮之必要。按此種性格相反之物質，視其對手之情形，有時  $\text{N}_2\text{O}_2$  發生作用，有時  $\text{N}_2\text{O}_4$  開始活動。根據上述各項， $\text{N}_2\text{O}_3$  自身，依對手之如何，既爲氧化劑，復爲還元劑，諒能了解矣。竊信此種微妙事實，非以  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$  之分子式表之，則斷不能深切玩味者也。今試寫作  $\text{HNO}_2$ ，則雖書寫多回，此種酸之性質，斷不能從中玩味領會矣。是蓋吾人皆知酸之性質，實即非金屬氧化物之性質故也。故余不喜  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{HNO}_2$  之寫法，蓋  $\text{N}_2\text{O}_3$  之水化反應並非生成二分子之  $\text{HNO}_2$ ，乃生一分子之  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$ ，此余所欲大聲疾呼

者也。當然，元素之原子量，因係比較的重量，故  $H_2N_2O_4$  以 2 除之，雖無不可，書為  $HNO_2$ ，惟據余之主張，酸之主體，既為非金屬氧化物，則其分子式中，應有列入其主體之必要。是以各元素之化合比，雖為不變，而此等之分子式，雖可簡略，但無論如何，最小限度，鹽基之分子式，應須含有鹽基主體之金屬氧化物。酸之分子式，亦須含有酸之主體之非金屬氧化物之必要也。又按該氧化物，自身既為氧化劑，復為還元劑，故  $H_2N_2O_4$  有時作氧化劑而行反應，亦有時作還元劑而行作用，亦奇事也。此酸以氧化劑而作用時，



即其主體視為  $N_2O_3 \rightarrow NO + NO_2$ ，而此  $NO_2$  又生  $NO_2 \rightarrow NO + O$  之反應，氧化他物者，即此  $O$  也。今以上式之  $NO$  為  $N_2O_2$ ，而以  $NO_2$  為  $N_2O_4$ ，故

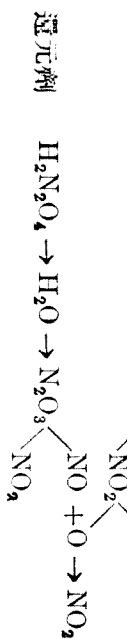
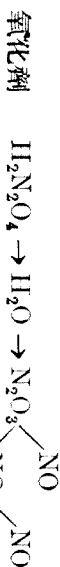


由  $N_2O_4 \rightarrow N_2O_2 + 2O$  式中，故以  $2O$  供氧化之用，亦無不可。惟以係數之濫於增加，不易了解，故以  $N_2O_2$  為  $NO$ ，而以  $N_2O_4$  為  $NO_2$  也。前已述之，氧化物之一般式，通例雖寫作  $R_2O$ ， $RO$ ， $R_2O_3$ ，

$RO_2, R_2O_5, RO_3, R_2O_7, RO_4$  實不如寫作  $R_2O, R_2O_2, R_2O_3, R_2O_4, R_2O_5, R_2O_6, R_2O_7, R_2O_8$  之爲自然也。蓋無論如何，將其可以 2 約者，即以 2 除之，而成  $RO, RO_2, RO_3, RO_4$  不甚妥當。若欲除 2，何以不徹底施及全部，而寫作  $RO_{\frac{1}{2}}, RO, RO_{1\frac{1}{2}}, RO_2, RO_{2\frac{1}{2}}, RO_3, RO_{3\frac{1}{2}}, RO_4$  等式，似亦無不可。惟以無  $O_{\frac{1}{2}}$  原子關係，困難實多，故不得不列成如上式之畸形式也。此種不自然之事，余實不能忍耐，惟以習慣已久，在不生如何支障範圍之內，暫行使用，藉使諸君。又若以  $H_2N_2O_4$  爲還元劑，而行反應時，則生下列反應。

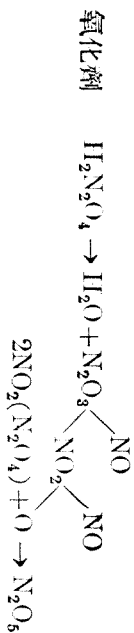


此  $N_2O_3 \rightarrow NO + NO_2$  中之  $NO$  實殊容易與  $O$  化合，而成  $NO + O \rightarrow NO_2$ ，是卽此酸爲還元劑之說明也。今以 1 分子之  $H_2N_2O_4$  爲氧化劑，而作用於他 1 分子之  $H_2N_2O_4$  時。

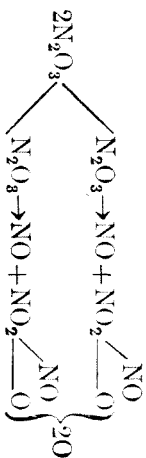




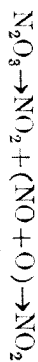
觀上之結果，氧化劑之主體  $N_2O_3$  分解為  $NO(N_2O_2) + O$ 。而還元劑之主體  $N_2O_3$ ，則視作分解為  $NO + NO_2$ ，而此  $NO$  復與前項之  $O$  相作用之結果，生成  $2NO_2(N_2O_4)$ ，而此物，若再與作 1 分子之氧化劑之  $H_2N_2O_4$  相作用，則反應如次：



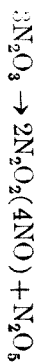
由此觀之，氧化劑主體之  $N_2O_3$ ，恰如分解為  $2NO(N_2O_2) + O$  而成  $N_2O_4 + O \rightarrow N_2O_5$ ，應可明白。若將 2 分子作氧化劑之  $H_2N_2O_4$ ，與 1 分子作還元劑之  $H_2N_2O_4$ ，互相作用，則其結果若以酸之形態表示之，實不容易。惟如以酸主體之非金屬氧化物而表示之，則固甚簡單，且易了解也。



上式 2 分子  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$  作氧化劑而作用之結果，成爲  $2\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow 4\text{NO}(2\text{N}_2\text{O}_2) + 2\text{O}$ ，次將作還元劑之  $\text{N}_2\text{O}_3$  中之  $\text{NO}$  先與  $\text{O}$  之 1 原子相作用，



而成  $2\text{NO}_2(\text{N}_2\text{O}_4)$  而  $\text{N}_2\text{O}_4$  再與  $\text{O}$  1 原子舉行階段氧化反應，而成爲  $\text{N}_2\text{O}_4 + \text{O} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_6$ ，業經如此重複說明，自可明白矣。是以若將上式總括之，則成下式：



若欲特別書爲酸之形態，則如次式：

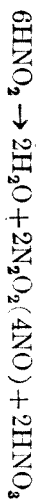


$\text{N}_2\text{O}_6$  受水化反應，爲下式之酸。



因尙未說明，或恐有所誤解，若書爲  $\frac{\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6}{2} = \text{HNO}_3$ ，則一見而知爲熟習之酸也。此種反應，若用從來習慣之寫法，則余所謂亞硝酸之分子，或書爲  $\frac{\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4}{2} = \text{HNO}_2$ ，同樣，硝酸不書爲  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ ，

而書爲  $\text{HNO}_3$ 。現爲理解容易，與表示對比便利起見，利用  $\text{HNO}_2$  及  $\text{HNO}_3$  改寫，則如下式：

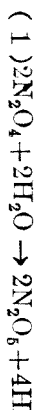


再用 2 除之，則如下式：



卽在從來書籍上，亦爲表示亞硝酸分解，成爲氧化氮，與硝酸之反應式也。該時僅使人如此強記，殊不知其有此種反應之機構，存於其間，實宜深加玩味者也。現爲欲明瞭  $\text{HNO}_2$  與  $\text{HNO}_3$  酸類起見，對其酸之主體  $\text{N}_2\text{O}_3$  與  $\text{N}_2\text{O}_5$  等固宜詳知，對於此外，如  $\text{NO}(\text{N}_2\text{O}_2)$  與  $\text{NO}_2(\text{N}_2\text{O}_4)$  等氧化物之知識，實屬至要。 $\text{NO}$  爲無色之氣體，容易變爲  $\text{NO} + \text{O} \rightarrow \text{NO}_2$ ，而成赤褐色氣體。若將此氣冷卻，則其顏色漸次變淡，終成無色之液體。此種帶赤色之氣體，稱爲  $\text{NO}$ ，而無色之液體，則稱爲  $\text{N}_2\text{O}_4$ 。按形式，無論寫作  $\text{NO}_2$ ，或  $\text{N}_2\text{O}_4$ ，其 N 與 O 之化合比，固無變化，僅以溫度與氣壓等，物理狀態，變化關係，所異者僅有時成爲赤色氣體，有時成爲無色液體，有時或成爲兩者之混合物而已，果有教作  $\text{NO}_2$  授作  $\text{N}_2\text{O}_4$  之必要耶。按  $\text{H}_2\text{O}$ ，常因物理之狀態而異，常溫雖爲液體，時而結冰，時而氣化，其

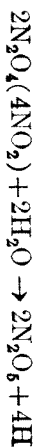
亦將即完全視作別物，而分成水蒸汽，水，與冰等三種而說明之耶。或云  $H_2O$  表示水蒸汽，( $H_2O$ ) 乃表示水，但無論如何，其 H 與 O 之化合比，則未曾變化也。若將赤褐色氣體之  $NO_2$ ，用寒劑冷卻，則幾成無色液體。再加溫熱，又復元狀，成爲赤褐色氣體，恰與水蒸氣變而爲水，水又變爲水蒸氣一樣，實無絲毫不同之處。因爲顏色之變，因將  $NO_2$ 、 $N_2O_4$  別爲二項，如同兒戲，余以爲恐實無此必要也。但此氣體能與  $H_2O$  作用之反應，殊屬饒興。按此種例證，其他尙多，應須充分理解者也。此反應之機構，余信爲如次：



最初先起上式之反應，然後由此處生成之 2 分子  $N_2O_6$  中之 1 分子，爲 H 所還元，而成下式：



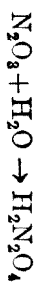
現爲容易明白起見，今以氧化物反應式表示如次：



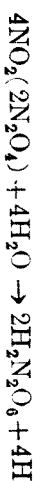
$2N_2O_6$  初以水化反應，而成硝酸。



其所生成 2 分子硝酸中之 1 分子之主體  $\text{N}_2\text{O}_6$  爲  $\text{H}$  所還元而成  $\text{N}_2\text{O}_4$ 。此物復受水化反應，而生亞硝酸：



故其結果， $\text{NO}_2$  氣體，與水作用，即成



上列兩式，若將式中左右相同之物質，或行消去，或行減去，則可總括如次：



若依從來書籍之書法，則便成下式：



再各以 2 除之，則成



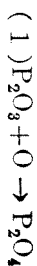
上式，想諸君亦能明白也。若用文字表明之，卽赤褐色之  $\text{NO}_2$  氣體，溶解於水時，則成爲硝酸，與亞硝酸。若依上式書法之表示，此種反應機構，無論如何思索，斷然不能想及，而依一切化學變化，皆係氧化反應之鄙見，則殊甚容易導出，既便創造，又利教育，吾人對此神惠，實須感謝者也。現當此項終結之際，竊欲大聲疾呼，而作結論曰：凡如  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$  稱其自身既可視爲氧化劑，亦可視爲還元劑之物質，依一般而論，其化學變化之機會甚多，而且極不安定。故凡不安定之物質，皆推測爲同一物質，既爲氧化劑，復爲還元劑，恐亦斷無不可也。次就  $\text{P}_2\text{O}_3$  進而作同一之記述。今  $\text{P}_2\text{O}_3$  與  $\text{H}_2\text{O}$  分子，相水化反應，似有生成下式酸類之可能。



但  $\text{P}_2\text{O}_3$  不但能與 1 分子之  $\text{H}_2\text{O}$  完成水化反應，又能與 2 分子之  $\text{H}_2\text{O}$ ，或 3 分子之  $\text{H}_2\text{O}$  完成其反應，其式如下：



由此觀之，從同一非金屬氧化物之  $P_2O_5$  生成  $H_2P_2O_4$ ， $H_4P_2O_6$ ， $H_6P_2O_6$  等三種之酸，亦趣事也。至其理由，庸待再說。而此三酸中，吾人之所宜熟知者，僅  $H_6P_2O_6$  之一種而已。按該酸若寫作  $\frac{H_6P_2O_6}{2} = H_3PO_3$ ，則皆知其為亞磷酸也，酸之主體，為非金屬氧化物，已如屢述，故其分子式中，應包含非金屬氧化物，酸之所以呈酸性，與能發揮其特有之性質者，乃此非金屬氧化物之所致，決非因造酸之日而成。是以若與非金屬氧化物，完全脫離關係，而欲考察其酸之特性，則竊以為斷非妥當之事也。惟此姑勿論，現先僅知  $H_2P_2O_4$  酸，為一極有用之還元劑，已足矣。按該酸之性質無他，可歸因於酸之主體  $P_2O_5$ ，已如上述。而 P 氧化物之終究物質為  $P_2O_5$ ，即  $P_2O_5$  依其階段氧化反應，而成下式，自不待言。



$H_2N_2O_4$  之所以有還元性質者，乃基於其主體  $P_2O_5$  具有此種性質之故。是以欲理解酸，或鹽基之性質，而不知其與各自氧化物之關係，則不但不自然之事，且對於學習方面，亦勞多而功少。觀乎  $N_2O_5$  中既具不可思議之變化，在  $P_2O_5$  方面，亦豈無耶。今若試一深究，在  $N_2O_5$  方面，既有  $N_2O_5 \rightarrow$

$\text{NO} + \text{NO}_2$  之變化，同樣，於  $\text{P}_2\text{O}_5$  方面，諒恐亦必有  $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{PO} + \text{PO}_2$  之變化也。今余雖不知究竟，安知其不具一方爲氧化劑，一方爲還元劑之可能性乎。夫林檎之墜落，人俱見之，不過一極淺近之事實。但對此極尋常事實，而發生疑問者，僅牛頓一人而已。是以不拘對於何種學問，一發疑問，吾人實即得通神心而領教，是或不可或忘也。特別視爲階段之氧化反應之  $\text{P}_2\text{O}_5$ ，依週期律之類推，與  $\text{H}_2\text{O}$  作用時之反應，適如  $\text{N}_2\text{O}_4$  與  $\text{H}_2\text{O}$  反應，而生  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$  與  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  亦未可知。據昔人之研究報告，生成下列各物。

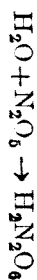


依舊來之書法，則  $\frac{\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_6}{2} = \text{H}_3\text{P}_2\text{O}_6$ ， $\frac{\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8}{2} = \text{H}_3\text{P}_2\text{O}_8$ ，是以若將上記之反應結果式，各除以 2，則寫成下式：



此種反應之機構，與於  $\text{N}_2\text{O}_4$  時之說明，無絲毫差異，自不待言。又關於  $\text{N}_2\text{O}_5$ 、 $\text{P}_2\text{O}_5$  之說明，在此聊告段落。次就  $\text{N}_2\text{O}_6$ 、 $\text{P}_2\text{O}_6$  等物，進而述之。吾人皆知  $\text{N}_2\text{O}_6$  受水化反應，而生下列之酸。





以2除之，即得用 $\text{HNO}_3$ 表示之硝酸也。前已屢述，此酸之主體爲 $\text{N}_2\text{O}_6$ ，是以雖加多次約分，其化合比初不稍變，但在最小限度，酸之分子式中，必須包含非金屬氧化物，此乃余之主張。以 $\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_6$ 爲 $2\text{HNO}_3$ ，余雖不以爲然，但若以習知之 $\text{HNO}_3$ 之記號，用 $\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_6$ 代替，未免事近粗暴，是以雖稍麻煩，前次已然，此後兩者，亦用對比而記述之，此中底蘊。想諸君亦能充分理解也。若余所主張已能徹底了解，確知上項化學之途徑，則在思索與實驗中，雖將反應之主體，任意略記，亦決非不可，反可得簡單與便利之益也。但欲知反應之機構，無論如何，恐非遵余所主張之氧化物反應說不可。況對於詳識化學者，甚爲簡明之事項，而對於學習者，雖亦可得如何暗記之便，但欲求其饒興理解，謂之至難，亦無不可，而對於創造力涵養上，尤生無限惡果。試觀現代化學教育之實狀，即能充分明白矣。按爲說明 $\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_6$ 起見，而今誤入歧途，有回首之必要，此酸之主體爲 $\text{N}_2\text{O}_6$ ，自不待言，又從週期律表之位置觀之，此氧化物之主要元素N，在橫的方面，則偏於右，且同在第5族元素中，爲上位元素，故其非金屬性質之強度，大概，可以察知，實爲強酸，諒可知矣。又愈爲強酸，則愈願粉骨碎身，放

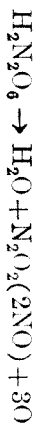
出氧氣，其大犧牲之精神，隱然可見，亦奇事也。前已所述，氧化反應，乃化學上最重要之反應，而酸之氧化性質，亦不外貢獻於此種反應之性質也。若用不遜之語而言，一般低級氧化物，常思變為高級氧化物，而高級氧化物，則復有變為低級物之傾向。

低級氧化物  $\rightleftharpoons$  高級氧化物

當然，其中包含元素  $\parallel$  氧化物，此即表示一切化學反應之公式也。若更欲簡單表示，則略稱為原子價之變化可也。然者  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  酸之主體  $\text{N}_2\text{O}_6$ ，其分解傾向之狀態，究為如何，則據昔人之詳細研究，吾人若任元素之欲變為氧化物，或低級變為高級，而行其階段氧化反應，其結果反得其逆，而似階段的失去其 O 者然。今據實驗的事實 O 之放出，可結論為迄



上式所示為止。即從  $\text{N}_2\text{O}_6$  失其 3O 也。今如包藏此意，則  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  之分解傾向，



如上式，但亦依  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  之濃稀，而大異其狀態。例如吾人皆知，在銅與硝酸之反應時，若  $\text{Cu}$  與稀

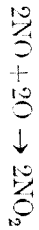
$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  相反應，則發生  $\text{N}_2\text{O}_2(2\text{NO})$  之無色氣體，若在  $\text{Cu} +$  濃  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  之反應，則發生赤褐色氣體之  $\text{N}_2\text{O}_4(2\text{NO})$ 。由此觀之，雖在同一酸中，依其濃淡之差異，其結果之式，亦將不同，此種事實，可用次式表示之。



吾人若以此結果之不同，而即將  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  分解傾向之本質，分別考察，可乎否耶。余信以爲不拘  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  之濃淡，必如下式舉行分解：

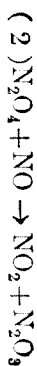
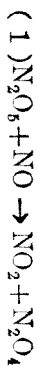


然濃酸時之反應結果式，須如上記之 1 式者，其故安在，茲特申論之。今於濃  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  上，通以  $\text{NO}$ ，則變化如下式，而盛發赤褐色之氣體。



普通雖云此係  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  將  $2\text{NO}$  氧化所致，但此酸之主體  $\text{N}_2\text{O}_6$  對於  $\text{NO}$  舉行其階段變化，一如

下式：



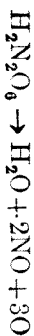
最後遂成  $\text{N}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$ ，已如屢述，惟雖不將此等氧化物，一一水化反應，俾成酸狀而察之，僅一見  $\text{N}_2\text{O}_3$ 、 $\text{N}_2\text{O}_5$  等物，而不知其  $\text{N}_2\text{O}_3$  之為  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$  之主體， $\text{N}_2\text{O}_5$  之為  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  之主體者，在事實上，不能研究化學也。由此觀之，若於濃  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  中，通以  $2\text{NO}$  氣體，則成  $2\text{NO} \rightarrow 2\text{NO}_2$ ，而  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$ ，諒可知矣。今若特以酸之形態而表示之，則如下式：



用舊有之書法，再以 2 除之，則應如下：



現在基於此種事實，再進而討論之。今若有濃  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  之 3 分子，與還元物質相共存，則其分解，可視為如次：





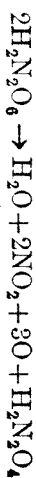
此處所生  $6\text{NO}$  再與其他濃  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  之 3 分子，使其各別作用，則完成如次式之反應。現為便於明白起見，就  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  之主體  $\text{N}_2\text{O}_6$  而說明之。先生階段反應如次：



即  $6\text{NO} \rightarrow 6\text{NO}_2$  與  $3\text{N}_2\text{O}_6 \rightarrow 3\text{N}_2\text{O}_8$  所成  $3\text{N}_2\text{O}_8$  復經水化反應，而成  $3\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$ 。自不待言。茲將此等事實，式示之如次：

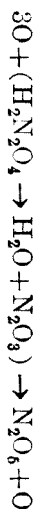


諒都能領會也。惟為便於了解起見，將上式各項，用 3 除之，則能簡約如次：



亦為明白事實。一觀此式，諸君對於正欲放出之 O，及還元劑的  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$  之共存，非立即覺察不可。諸君皆知， $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$  酸之主體乃  $\text{N}_2\text{O}_3$ ，而此  $\text{N}_2\text{O}_3$  復依階段氧化反應，而成  $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_6$ 。是以

$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3$  中之  $\text{N}_2\text{O}_3$  從與之共存之  $3\text{O}$  奪取  $2\text{O}$  自身變化為  $\text{N}_2\text{O}_5$  又為廣知之事實也。因之，上式末尾，結局



成上列變化，氧化目的物之  $\text{O}$ ，僅餘 + 原子而已。但以  $\text{N}_2\text{O}_5$  當然依水化反應，而生  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  關係，故雖在事實上， $2\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$  舉行分解，而由反應之結果觀之，因 1 分子  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  關係，一若僅 1 分子  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  舉行分解者然。是以若僅注意其結果，則其分解，宛若次式：



上式僅為反應之結果式，至濃  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ ，則斷不如此分解也。現為對於此點，欲要充分理解起見，故特確記於此。次就非金屬氧化  $\text{P}_2\text{O}_5$  而述之。此氧化物受水化反應，生成下列之酸：



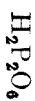
此物與  $\text{P}_2\text{O}_5$  之水化反應時相同，若如上式，與 1 分子之  $\text{H}_2\text{O}$ ，舉行水化反應，則生  $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$ 。若將同 1  $\text{P}_2\text{O}_5$ ，再與 2 分子，或 3 分子之  $\text{H}_2\text{O}$  起水化反應，則生成



上列之三種酸類。諸君對之，恐成一種疑問，而此種大問題之解決時間，恐即在目前也。若云對於此酸，諸君應知何事方可，則前已屢述，探知酸之性質者，即知其主體非金屬氧化物之性質之謂也。是以欲知其酸強度，僅觀此氧化物之主要元素P，在週期律表中之位置如何，即可充分明瞭。由橫的關係觀之，頗在右邊。故其非金屬性質，當應甚強，但由縱的關係，P在N之下，應比N為弱，故其酸性，較之 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 為弱，自可想見。諸君皆知， $\text{H}_2\text{SO}_4$ 酸，沸點甚高，視為不揮發性酸之總大將，亦未可知。然如前述之 $\text{H}_6\text{B}_6\text{O}_6$ 或 $\text{H}_6\text{I}_2\text{O}_8$ 等，亦皆為相當之不揮發性酸類，是或不可或忘者也。故按討論化學反應時，對於揮發性與不揮發性酸類之知識，亦殊重要。至於此種酸類之具此種性質者，實由 $\text{P}_2\text{O}_6$ 之為不揮發性物質所致，自不待言。此且不論，在前述三種酸中，何種最為安定，亦非理解不可。按 $\text{H}_2\text{SO}_4$ 乃著名之脫水劑， $\text{H}_2\text{SO}_4$ 之所以具此性質者，實以其主體 $\text{SO}_2$ 之吸溼性所致。然而吸溼性，比 $\text{SO}_2$ 更強者，當推 $\text{P}_2\text{O}_6$ ，恐非吾人所想及者也。然一觀下式：



即知其脫水作用之大，實足驚人。將  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3$ ，奪其成分之  $\text{H}_2\text{O}$ ，而放出  $\text{SO}_3$ ，斷非尋常手腕所能者也。凡若將  $\text{P}_2\text{O}_5$  偶置空中，則立見潤溼軟化，或加之以水，立聞嘶嘶異聲，飽受驚虛者，對於此種現象，定能首肯也。若將此種性質，充分了解，則於水化反應時，由 1 分子之  $\text{H}_2\text{O}$ ，而成  $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$ ，或由 2 分子之  $\text{H}_2\text{O}$ ，而成  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ，再由 3 分子之  $\text{H}_2\text{O}$ ，而成爲  $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$ 。此三酸之安定度，亦可推知。按  $\text{P}_2\text{O}_5$  爲此三酸之主體，業如屢述。而  $\text{P}_2\text{O}_5$  復爲一非常強烈之脫水劑，解釋至此程度，以後一任諸君之推想可也。但若書爲  $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$ ，或  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ，以至  $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$ ，則在諸君方面，恐難了解，蓋可以除 2 之物，如不及早約除，現今之人，實難明白故也。



余將其書如左式，而多數之人，則記如右式，若欲除 2，則應全部除 2 方可，今僅將可以除盡者，用 2 除之，其不能除盡者，放任不管，與小學校三、四年級生之做法，完全相同。若將  $\text{H}_5\text{P}_2\text{O}_6$  約作  $\text{HPO}_3$ ，則  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  亦以 2 除之而成  $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_4$ ，則如何，今以無 O 之  $\frac{3}{4}$  原子之事，遂置之不管，實屬可怒。



此種曖昧事項，雖人智日進，而仍隱然展其勢力，實亦奇事也。以  $\text{HPO}_3$ 、 $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ 、 $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$  之順序，而謬為  $\text{HPO}_3$ 、 $\text{H}_3\text{PO}_4$ 、 $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  者，恐非僅於余一人而已。對於此酸互相之關係，飽受迷惑者，非一而足，茲暫置勿論。且說， $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$  ( $\text{HPO}_3$ ) 或  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ，確為不安全之物，若將其長久放置，或將其水溶液加熱煮沸，則即變成  $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$  ( $\text{H}_8\text{PO}_4$ )，而無如之何。按  $\text{P}_2\text{O}_5$  確為著名之脫水劑，諸君對於此種性質，若能深切理解，則對於該等酸之安定度，絕無迷惑之理。此余所主張氧化物反應說，足表化學之實情者，實基於此。同樣，試就  $\text{V}_2\text{O}_5$ 、 $\text{Nb}_2\text{O}_5$ 、 $\text{Ta}_2\text{O}_5$  等，亦用此等思想，加以思索，或實驗可也。實與性質酷似之親愛兄弟無異，其間雖有極小隔離，異中有同，同中生異，是蓋皆天意也。

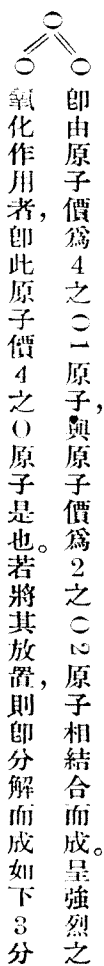
今再進而討論週期律表中第 6 族之主屬元素。



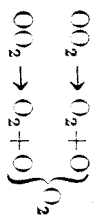
此等氧化物，依其一般式，恐不得不如上列諸式，但此外，尚有  $\text{SO}_2$ 、 $\text{SeO}_2$ 、 $\text{TeO}_2$  等氧化物，亦奇事也。若單由原子價之概念而言，則有 4 價與 6 價之物。按前已屢述，普通雖云某種元素之原子價為幾

價，一若完全決定者然。此種說法，實屬大誤，任何元素，皆可有  $R_2O$ ,  $R_2O_2(RO)$ ,  $R_2O_3$ ,  $R_2O_4(RO_2)$ ,  $R_2O_5$ ,  $R_2O_6(RO_3)$ ,  $R_2O_7$ ,  $R_2O_8(RO_4)$  等氧化物，但在現代此種狀態中，有安定者，有不安定者，乃亦不可免之事實。然以週期律表中，族之號數，即爲其原子價，然有時不成  $S \rightarrow SO_2$ ，而突現  $SO_2$  之氧化物，亦決無足驚異。或依狀態之如何，生出  $S_2O$ ，或  $S_2O_2$ ，以至  $S_2O_3$  等物，亦斷無誤人迷途之必要，如無此種勇氣，則不能研究化學也。惟有一事，殊足趣異者。吾儕除有  $SO_2$ ,  $SeO_2$ ,  $TeO_2$  等物外，復有  $OO_2$  之存在，是宜注意者也。惟所云  $OO_2$ ，究何物耶？現特申而述之，按前已述及，如氧化反應中，元素與元素之化合者，即其金屬性質，與非金屬性質之結合也。而在週期律表中，其左右或上下之位置，愈距愈遠，則其金屬性質，與非金屬性質之差異，亦愈大。差異愈大者，化合愈易，反之，差異愈小，則結合愈難矣。根據此種觀念，而熟察  $OO_2$ ，則於任何氧化反應元素間，距離之近，差異之小，恐未有如 O 受 O 氧化反應時之甚者也。其爲難於氧化，實爲太明白之事實也。又據氧化分解之逆定律，凡難於氧化者，雖被氧化，亦不安定，即行分解，爲其通例。雖然， $O_2$  之氧化，固甚困難，但若熱之以非常高溫，或於乾燥之  $O_2$  中，舉行無聲放電，則即生成  $OO_2$ 。即此而論，其氧化之爲至難，可想而知。加之，

此物爲極不安定之物，稍一放置，即徐徐分解也。今吾儕若以  $\text{O}_3$  式示之，而命名爲二氧化氧，似覺新奇，但諸君皆知臭氧 (Ozone)，其分子式爲  $\text{O}_3$ ，余之所謂  $\text{O}_3$ ，即指  $\text{O}_3$  也。以書爲  $\text{O}_3$ ，殊覺麻煩，而遂寫作  $\text{O}$ ，在性急者，固所欲爲，但應作  $\text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O}$ ，簡書爲  $\text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O}$ ，此中妙味，全爲包藏而無餘，謂之以  $\text{O}$  與  $\text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O}$  完全相同之主張，而將真理隱密不宣，亦無不可，現將其中妙趣，略一深究之。按化學上重要反應之氧化反應，必須有  $\text{O}$ ，自不待言。而  $\text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O}$  之存在，如何重要，非可言宣。 $\text{O} \cdot \text{O} \cdot \text{O}$  雖具 3 原子之  $\text{O}$ ，並非俱呈強烈之氧化作用，其劇烈氧化作用者，僅其中 1 原子之  $\text{O}$  而已。其他 2 原子之  $\text{O}$ ，則與空氣之  $\text{O}_2$ ，完全無異，其構造式，可表明如次：



子之  $\text{O}_2$ 。



$\text{O}_2$  比較  $\text{O}_3$  易溶於水，若云舉行水化反應後，應生何酸耶？則依吾人之想像，可生如次之酸。



此酸雖欲名之曰氧素酸，但普通  $\text{O}_3$  稱爲臭氧，故此酸稱爲臭氧酸，亦決非不可也。此種酸類，雖未得遊離，然由種種關係觀之，竊認以爲存在之酸也。又吾人若依遊離與否，或見與不見，而卽對其存在，加以肯定或否定，則恐爲不知自然之速斷。蓋吾人之五官，對於物之認識，原係甚不敏捷，若遇不安定之物，雖見而不覺故也。故此不安定之酸，竊恐殆作下式之分解。



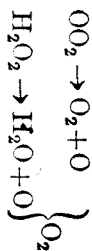
而實際吾人所知之  $\text{H}_2\text{O}_2$ ，其非  $\text{H}_2\text{O}_2$  之分解生成物耶？按臭氧酸之主體之爲  $\text{O}_3$ ，自不待言，而此  $\text{O}_3$  之性質，如前所云，乃有分解如下之特性。



又此  $\text{O}$  之氧化力極強，在其分解之一瞬，卽將參加水化反應之  $\text{H}_2\text{O}$  氧化，而成  $\text{H}_2\text{O}_2$ ，可以想見。而此處之  $\text{H}_2\text{O}_2$ ，復與  $\text{O}_3$  完全一樣，卽行分解如次，亦趣事也。



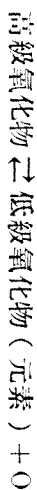
此O當然亦爲強力之氧化作用，同時有與其他氧化劑相作用，而與其放出之O，相結合而成 $\text{O}_2$ 之習性，是以又恰與還元劑相似。在後例方面， $\text{OO}_2$ 既爲氧化劑， $\text{H}_2\text{O}_2$ 亦爲氧化劑，惟 $\text{H}_2\text{O}_2$ 對 $\text{OO}_2$ 則舉行下列反應：



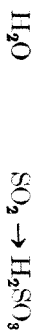
其結果，一如上式： $\text{OO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 2\text{O}_2$

是以若視 $\text{OO}_2$ 爲氧化劑，則 $\text{H}_2\text{O}_2$ 應視爲還元劑，或若視 $\text{H}_2\text{O}_2$ 爲氧化劑，則 $\text{OO}_2$ 當作還元劑，此等事實，余亦不願謂基於 $\text{H}_2\text{O}_2$ 之還元作用，恐以視作以接觸於氧化劑關係，遂致誘導還元，較爲妥當耳。若從此義而言，則非還元劑，而乃可稱爲還元輔助劑之物也。然此亦係相對之語，蓋若以 $\text{OO}_2$ 爲主，則 $\text{H}_2\text{O}_2$ 爲還元輔助劑。反之，若以 $\text{H}_2\text{O}_2$ 爲主，則 $\text{OO}_2$ 應爲還元輔助劑也。按此種實例，所在多有，初不僅上述二物，經此說明後，則固類能恍然理解。若從頭即謂 $\text{H}_2\text{O}_2$ 一方爲氧化劑，一

方爲還元劑，則無論何人，對於還元劑之事，恐皆自疑頭腦之劣，而爲極難理解之謎語也。又按氧化劑，氧化他物，卽自身失去其O，反之還元劑，還元他物，卽自身獲得O之意，是宜深切理解者也。一般氧化劑，乃高級氧化物，還元劑者乃包括元素，及低級氧化物之謂也。是以所謂高級氧化物，氧化他物者，卽其自身舉行高級氧化物 $\downarrow$ 低級氧化物 $+O$ 反應，放出氧化所需之O，而自身降爲低級氧化物。而被氧化方面，則成低級氧化物 $+O\downarrow$ 高級氧化物。又低級氧化物，還元他物者，卽自身升爲，低級氧化物 $+O\downarrow$ 高級氧化物，至於被還元物質，則成高級氧化物 $\downarrow$ 低級氧化物 $+O$ ，失去其O，而成低級氧化物。是以氧化與還元之關係，可由下式表之：

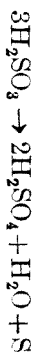


如無此種關係，而亦稱之爲氧化，或還元，恐爲吾儕理性之所不許也。總之，對於 $OO_2$ 與 $H_2O_2$ 等物，如能明瞭此種關係，則對於化學反應之處置，更無爲難者矣。故 $O_2$ 與 $OO_2$ 及 $H_2O$ 與 $H_2O_2$ 四者之存在，實爲重要也。次就 $SO_2$ 之水化反應，而加以同樣之說明。此物究竟能生成何種之酸，一如下式：



此酸謂之亞硫酸乃週知之事實，至若此酸，究爲強酸，抑爲弱酸，則與  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$ ， $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  等酸之強度，說明，完全相同，S 在週期律表中，位於第 6 族，且偏在右邊，故其爲非金屬元素也，毫無疑義。是以  $\text{H}_2\text{SO}_3$  似應爲強酸，蓋其主體  $\text{SO}_2$  中之主要元素 S，爲非金屬性質強烈物質故也。然  $\text{SO}_2$  中 S 之原子價爲 4，以一般而論，原子價 1、2、3 者，認爲金屬性質之元素，5、6、7 者，可認爲非金屬性質之元素，4 乃介在此兩者之中，至同爲 S 元素，僅以其所與結合 O 數之如何，而竟影響及其非金屬性質之強弱者，余所不解之難題也。按 S 之氧化物，有  $\text{SO}$ ，與次將討論之  $\text{SO}_2$  等物，惟 S 之氧化物，斷不可以爲僅此二種，計有  $\text{SO}$ ， $\text{SO}_2$ ， $\text{SO}_3$ ， $\text{SO}_4$ ， $\text{SO}_5$ ， $\text{SO}_6$ ， $\text{SO}_7$ ， $\text{SO}_8$  等物，亦屬無妨，若此種寫法，不甚切合，則改作  $\text{S}_2\text{O}$ ， $\text{SO}$ ， $\text{S}_2\text{O}_3$ ， $\text{SO}_2$ ， $\text{S}_2\text{O}_5$ ， $\text{SO}_3$ ， $\text{S}_2\text{O}_7$ ， $\text{SO}_4$  現與諸君，慎重聲明，即 S 之氧化物，斷定僅爲  $\text{SO}$ ， $\text{SO}_2$  等二種，與決定可有上列各物者，在化學解釋上，其差異頗大。總之與 S 相結合之 O 數愈增，則其非金屬性質愈強，愈少則其非金屬性質愈弱，是蓋金屬性質增強故也。至其增加理由，則在目下狀況，余尙不明，若再繼續思索與實驗，則不久諒可理解也。今於  $\text{SO}_2$  中 S 之原

子價爲4，而4又決非非金屬性質之強者，而爲金屬與非金屬性質之邊界，故以此爲主體而成之 $H_2SO_3$ 酸當然爲一弱酸，可想而知。至於對於此酸，諸君所宜知者，乃爲不安定之酸。所謂不安定者，卽其自身或爲氧化劑，或爲還元劑，殊多變化機會故也。今將此酸，在某種裝置下而熱之，則起下列反應：



欲作此種說明，原不必特別援用此例之必要，但酸本身，既爲氧化劑，復爲還元劑，如此明白表示者，未之有也。 $H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4$ 之事實，盡人皆知。若將此種反應，明白表示，則不外 $H_2SO_3$ 之主體 $SO_2$ ，被氧化而成爲 $H_2SO_4$ 之主體 $SO_3$ 也。



惟在實際上，究以上式變化而成 $SO_2 \rightarrow SO_3$ 者耶。以余觀之， $S_2O_4(SO_2)$ 依階段氧化反應，先變爲下式：





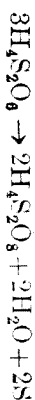
再依式  $S_2O_6 + O \rightarrow S_2O_6(SO_2)$  始成硫酸，無疑也。綜觀上式，由  $H_2SO_3$  即變為  $H_2SO_4$ ， $H_2O$  與  $O$  等物，實際此種奇異變化，雖覺麻煩，若不依較為自然之階段氧化反應，寫作  $SO_2 \rightarrow S_2O_4$ ， $SO_3 \rightarrow S_2O_6$ ，則不知其妙味也。若將  $SO_2$  視為  $S_2O_4$ ，則受水化反應，



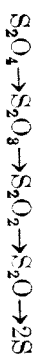
而生上列反應，又若以  $S_2O_3$  看做  $S_2O_6$ ，則依水化反應，非成下式不可。



如此，若將最初之式，重新改書之，則成下式。



究竟如何，雖不得知，竊信以為， $S_2O_4(SO_2)$  作氧化劑作用時，逐漸失去其  $O$ ，而成下式：

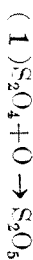


是以 1 分子之  $H_4S_2O_6(2H_2O + S_2O_4)$  作氧化劑而作用，其他 2 分子之  $H_4S_2O_6$ ，乃以還元劑而

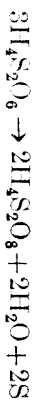
作用者也。若從結果而言，氧化劑之  $S_2O_4$  變成下式：



顯然可知。而 2 分子  $H_4S_2O_6$  主體之  $S_2O_4$  以此 O 關係，舉行二次之氧化反應，而成次式：

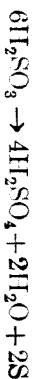


此處所生之  $S_2O_6$  又受水化反應，而成爲  $H_4S_2O_8$ ，再用 2 除之，則爲  $H_2SO_4$ ，應能明白。諸君自己，試將合式總合而觀之，則其反應結果式之爲

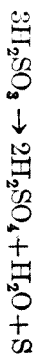


上式，當能理解也。

爲容易明白起見， $H_4S_2O_6$  與  $2H_2SO_3$  相當，故 3 分子之  $H_4S_2O_6$  即與  $6H_2SO_3$  相當。同樣  $H_4S_2O_8$  即爲  $2H_2SO_4$ ，故 2 分子之  $H_4S_2O_8$  者，即  $4H_2SO_4$  之意也。若據此種思想，而將上式更改，則成下式：



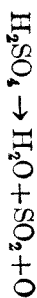
以 2 除之則爲



對於同一  $\text{H}_2\text{SO}_3$  之相互反應，諒能饒興而理解矣。是以若僅簡單書爲  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ，而即謂此酸乃氧化劑之語，實不常遭遇之事實也。但此酸之爲還元劑，自不待言。同時若將亦爲氧化劑之事，合併考慮，則對於化學反應上，得達富於妙味之解釋矣。盡人皆知， $\text{H}_2\text{SO}_4$  之主體爲  $\text{SO}_3$ ，而非金屬氧化物之  $\text{SO}_2$ ，受水化反應而成次式，自不待言。



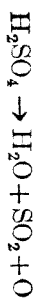
對此酸，諸君所宜知者凡四，前已屢述。以  $\text{SO}_3$  爲主體之  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ，不是強酸，然以  $\text{SO}_2$  爲主體之  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ，乃是強酸。蓋與 S 相結合之 O，其數愈增多，則 S 之非金屬性質，亦愈加強故也。又於  $\text{H}_3\text{P}_3\text{O}_6$  處，已經說及  $\text{H}_3\text{SO}_4$  爲極難揮發性酸，僅一聆其沸騰點爲攝氏三三八度之高，未有不爲其驚倒者也。且能吸收大量之  $\text{H}_2\text{O}$ ，實爲與  $\text{P}_2\text{O}_5$  相並稱之脫水劑也。不特此也， $\text{H}_2\text{SO}_4$  在高溫時，舉行下式分解：



是以顯然爲氧化劑。然在高溫度時，有此性質者，在低溫度時，諒亦有此傾向也。今於此處，必須注意者，卽當酸奮身分解時，先分解爲  $\text{H}_2\text{O}$ ，與其主體之非金屬氧化物，而此非金屬氧化物，復分解爲低級氧化物與  $\text{O}$ ，是宜注意者也。若用式示之，則如下：

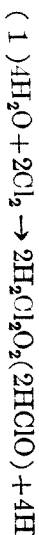


若寫作結果式狀，則成

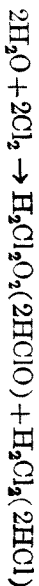


此乃諸位所充分容易理解者也。按前已屢次述及，酸之種種性質，卽其主體非金屬氧化物之性質，而此等性質，乃各基於  $\text{SO}_2$  之性質，已不待言。故在化學上，對於各個氧化物之知識，誠爲重要。蓋元素彼此之作用，得由此窺察故也。由此觀之，竊信以爲，余所主張之氧化物反應說，實足表明化學之真理也。按以  $\text{S}$  爲主要元素而成之酸，此外尚有種種，俟後當覓便述之。至於  $\text{SeO}_2$ 、 $\text{TeO}_2$  等非金屬氧化物，亦皆受水化反應，生成  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ 、 $\text{H}_2\text{TeO}_4$  等酸，與  $\text{SO}_2$  之時，完全相同。對  $\text{SO}_2$  既有  $\text{SO}_3$

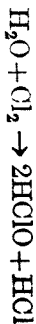
故對  $\text{SeO}_3$ ,  $\text{TeO}_2$  則亦宜有  $\text{SeO}_2$ ,  $\text{TeO}_2$  等物而此等受水化反應後當然亦有  $\text{H}_2\text{SeO}_3$  與  $\text{H}_2\text{TeO}_3$  之存在，諒能領會也。至於此等酸之性質，則如應用上述之種說明，試一類推可也。按吾人對於週期律表中，某族一、二元素之知識，對於其他元素，雖亦以其金屬、非金屬性質之微妙變遷，略有差異，亦能類推。該表之無上恩惠，即在此也。次對於第 7 族之主要元素，略一述之。惜哉此族元素，大概與 O 不易直接化合，即謂全然不能，亦無不可。然如經由  $\text{H}_2\text{O}$ ，則與 O 亦能生化化合物。即通  $\text{Cl}_2$  於  $\text{H}_2\text{O}$  中，則稍起下列反應，此種反應，以余思之，恐由二段而成者也。



若將此 2 式合併（消去其左右所同之項），則成次式之反應結果式：



現為便利諸君明瞭起見，而以 2 除之，則成下式：



是乃任何書籍中，所習見者也。若再簡約之，則尙可略記如次：



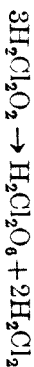
所謂  $\text{HClO}$  酸者，乃一極不安定之酸，蓋由分解而成  $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl} + \text{O}$  所致也。對此等無用之反應結果式，雖加考察，果何所感耶。稍一熟思，實乃全無價值之記述也。教育者，將自然界之實況，盡情宣露，以滿足人類之求知慾可矣。造物之本旨真理，斷非難解之物，若據實說明，則任何人士，皆能容易領會者。離真理愈遠，則勉強附會捏造之理論，漸多侵入，真理亦隨之愈加難明矣。無高度之教養，卽不能明白之說明，雖係不雅之語，實非由真理以至理解之最簡明之說明也。所謂難者無他，不易理解之意也。其所以不易理解者，以未就自然界之實狀，加以說明故也。若係自然界之實狀，則雖對初學之人士，亦斷無爲簡單起見，先將現象之一部略去，而舉行說明之必要也。要之，非令強記，而使理解。近代教育，恐非以此爲主點不可。又余曾云， $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2(2\text{HClO})$  爲不安定之酸，所謂不安定者，卽酸本身，一方既爲氧化劑，他方復爲還元劑之意，已如屢述。現對此種富於興味之事，稍一深究之，經相當長久時日後， $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}$ ，惟此種寫法，在諸君眼中，不甚慣見，恐有難於理解之虞。

是以雖非本意，勉作  $\text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_2$ ，由此事實，所教示吾人者，究竟何事， $\text{HClO}$  酸之主體，由  $(\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2 - \text{H}_2\text{O} = \text{Cl}_2\text{O})$  式而知其為  $\text{Cl}_2\text{O}$ ， $\text{HClO}_2$  酸之主體，亦同樣由  $(\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6 - \text{H}_2\text{O} = \text{Cl}_2\text{O}_5)$  式而知其為  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ 。反之， $\text{Cl}_2\text{O}$  受水化反應，而成  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ ， $\text{Cl}_2\text{O}_5$  受水化反應，而生成  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6$ ，自甚明顯之事實。吾人今所欲討論者，乃  $\text{Cl}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_5$  之事實也。諸君對於  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$  之為氧化劑，早已決非新近知悉，即對於  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2 + 2\text{O}$  或  $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl} + \text{O}$  等反應，業已深切理解，而為欲忘而不能之知識。但於此處，吾儕不能不見一種從未見之新事，即從來吾人所知酸之氧化或還元作用，乃由於其主體非金屬氧化物之性質，但細察上列氧化反應，則為下式：

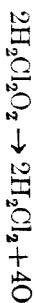


其氧化作用，非僅由  $\text{Cl}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{O}$ ，而乃為其酸分子式中所有 O 全體之氧化作用也。即稱為次氯酸  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ ，將所有之 O，全體失去，而成為  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  之徒手狀態，亦無不可。此種事實，余以為實一變態之化學反應，深感趣味，現尚在繼續研究中。又此酸作還元劑作用時，其酸之主體之  $\text{Cl}_2\text{O}$  逆受  $\text{Cl}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_5$  之階段的氧化反應，而漸變為高級氧化物。故同一之酸，因其自

身爲氧化劑，又爲還元劑之故。互相作用，而成次式變化：



此即爲以  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$  之 1 分子，爲還元劑，2 分子爲氧化劑之反應結果式，自不待言。即  $2\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ ，因行氧化而分解如次：



由此 4O 而成下列反應：



今爲容易明白起見，僅就此酸之主體，而加以說明。 $\text{Cl}_2\text{O}$  因受  $\text{H}_2\text{O}$  作用，而成下式：



諒能容易理解也。而  $\text{Cl}_2\text{O}_6$  復受水化反應，而成  $\text{Cl}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6 (2\text{HClO}_3)$ ，若以  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$  改爲  $2\text{HClO}$ ， $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6$  改爲  $2\text{HClO}_3$ ，而寫成一般書籍上之方式，則成下式：





再以 2 除之，則變化



此處生成之  $\text{HClO}_3$ ，亦有類似之點，殊屬有趣。即其本身，既為氧化劑，同時亦為還元劑。此物作氧化劑作用時，則其酸之主體  $\text{Cl}_2\text{O}_6$ ，依其對手之希望，逐次失去 O 之 1 原子，而成  $\text{ClO}_6 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_6$ ，或  $\text{Cl}_2\text{O}_3 - \text{Cl}_2\text{O}_2$ ，更進而為  $\text{Cl}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{O}$ ，亦未可限。又此酸作還元劑而作用時，則其主體  $\text{Cl}_2\text{O}_6$ ，除受得氧化劑之 O 而成次式外，恐無他法。



氧化劑之活躍，全無止境，而還元須到何種程度之氧化，始能滿足耶。據實驗之結果，一如下式：

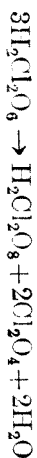


為容易了解起見，再以 2 除之，則如次式，亦無不可。

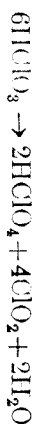


今再檢察酸之主體，則為  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_6$ ， $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_8 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7$ ，可知矣。按欲由酸中，查出其主體，應

用何法耶。前已屢述，酸之主體，爲非金屬氧化物，而此氧化物之水化反應，卽成爲酸。故由酸之分子式，減去  $H_2O$ ，卽可查出其主體。卽表明還元物質，以氧化劑之作用，而變爲  $Cl_2O_5 \rightarrow Cl_2O_4$ 。故氧化劑只要捨去 2O 卽可。是以從 1 分子之  $Cl_2O_5$ ，失去 2O，變爲  $Cl_2O_3$ ，雖覺充分，但此氧化劑，似達  $Cl_2O_5 \rightarrow Cl_2O_4$  而止，僅 O 之 1 原子，可供氧化之用，故需 2 分子之  $Cl_2O_5$ ，各自捨去 1 原子之 O，方成爲  $Cl_2O_3 \rightarrow Cl_2O_4$ 。今將此等事實，列成反應結果式，則如下：



若此種寫法，不易理解，則將  $H_2Cl_2O_5$  爲  $2HClO_3$ ， $H_2Cl_2O_3$  爲  $2HClO_4$  及  $Cl_2O_4$  爲  $2ClO_2$ ，而改書之，則成下式，亦無不可。



但此種書法，余不能滿足，已如屢述。又若順便以 2 除之，則如次：



此與其他多種書籍，所載習見之式，不期而同。以上係就 O 而論，在週期律表第 7 族之元素方面，

亦有同樣現象，雖不免稍有差異，對於 Cl 所論者，對 Br 或 I 或 F 亦莫不適用，此乃當然之事也。他書中雖大書為未知，或尚未遊離者，試思，未知或未遊離，究係為何。按吾人知識門戶之五官，實至粗雜，僅能探測自然界大概情形之極小部分，人所共知。如非根基實驗，而加以思索，則自然界微妙之機構，無從窺知，要知，並非以不知，而不存在，亦不可以其不能遊離，而即得否定其存在也。吾人之

F

Cl

Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

Br

Br<sub>2</sub>O<sub>6</sub>

Br<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

I

I<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

I<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

目，實至漠幻朦朧，而其實驗操作，則猶如以象足，而欲解剖蚤虱，難期徹底，是以實驗雖確甚重要，惟無思索之實驗，本身並非十分重要，此種粗雜實驗，加以思索，始得入自然界之微妙堂奧，而知造物之真諦也。綜觀上表，僅 F 獨似為全無變化之存在，惟在實際方面，並非一無關係。吾人皆知 Cl<sub>2</sub> 與 H<sub>2</sub>O 相作用，其結果成為下式：



同樣，F<sub>2</sub> 豈非亦與 H<sub>2</sub>O 相作用，而變如



而此  $HFO$  似即刻分解如次：



是以  $HFO$  以無  $HFO_3 \rightarrow HFO_4$  之時間關係，應生之  $F_2O$ ,  $F_2O_5$ ,  $F_2O_7$  等物，亦無存在，事屬至當。今由週期律表，第 1 族起，至第 7 族止，對其主屬元素氧化物之性質等，業已略述，且對其水化反應，亦曾附及。至於副屬方面，亦無大有不同之處，今將其副屬列表如下，並就其大要，而論述之：

1	2	3	4	5	6	7	8
					Cr	Mn	Fe Co Ni
Cu	Zn	Ga	Ge	As			
					Mo	Ma	Ru Rh Pd
Ag	Cd	In	Sn	Sb			
					W	Re	Os Ir Pt

An	Hf	Ta	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

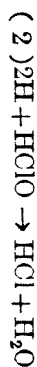
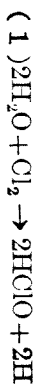
此項副屬係由氧化傾向列，稍加訂正而得 1、2、3 族之副族，較之主屬，其非金屬性質為強，而 5、6、7 族副屬，其金屬性質，反為強烈，需注意者也。又在副屬，若由縱的關係觀之，大略僅 3、4、5 族，乃依通則，其他則恰相反。即愈在上位，其金屬性質愈增加，漸次至下位，則其非金屬性質次第增加。若用同樣觀念，以觀第 8 屬，則由橫的關係而言，依  $Ta$ 、 $Co$ 、 $Ni$  之順序，其金屬性質次第減少，而  $Ru$ 、 $Rb$ 、 $Pd$  及  $Os$ 、 $Ir$ 、 $Pt$  等，其金屬性質，則漸加增。又由縱的關係而言，下位元素，較之上位者，其金屬性質，皆漸減少，而非金屬性質，則次第加增也。按週期律表，在化學之進展上，其貢獻雖甚大，惜對於化學之推理，則甚欠當也。依原子之比較的重量，配列而成之表，因其由於物理的因子而成，故僅便於物理方面。在化學方面，則決非至寶也。至少為便利化學反應之類推起見，依化學的因子，配列而成之週期律表，似亦有存在之必要。余今竭力從事於此，正在進行實驗與思索，諒不久，或有入諸君眼簾之日也。總之，對於副屬方面，一方若能注意上述各項，復與各族之主屬同樣考察其水化反應，而

可無大過矣。

(四) 無氧之酸 任何酸類，皆慨然自己分解氧化物，實足奇也。蓋酸之主體非金屬氧化物，皆為高級氧化物，而此高級氧化物，又皆分解如次：



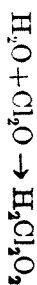
而此分解所生之O，復供他物，舉行氧化反應故也。即元素則變為氧化物，低級氧化物，則變為高級也。不特此也，酸受水化反應，或以 $\text{H}_2\text{O}$ 為其成分，或與 $\text{H}_2\text{O}$ 任意混合關係，其分解而成之氧化物，再舉行其水化反應，而生成鹽基，或酸者也。其強弱之間，雖有差異，任何酸類，俱具此種性質。是以酸，因能舉行氧化反應，及水化反應等，而使元素發生化學作用關係，謂之化學之母，亦無不可也。酸之為物，經余如此說明後，諸君腦中，仍有疑問。即無氧酸類，不一而足，此等酸類，豈非欲氧化，而不克如意耶， $\text{HCl}$ 其適例也。此語似屬誠然，但余須力為辨解者，此種之酸，原非如此，乃由 $\text{Cl}_2$ 元素與 $\text{H}_2\text{O}$ 相化合，而生階段的變化如下：



今以結果式表示之，則如下式：



此在上節業已言之矣。按  $\text{HClO}$  其酸性雖較  $\text{H}_2\text{CO}_3$  爲弱，但如分解爲  $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl} + \text{O}$  之後，而供他物氧化，不落人後。待完成其氧化作用後， $\text{HClO}$  本身變爲  $\text{HCl}$ ，竟一躍而成強酸中之強酸矣。吾人苟一思及，此乃實爲預備次章欲述之中和反應之張本，則更覺妙味無窮矣。若以  $\text{HClO}$  與  $\text{HCl}$  別爲二物，在化學反應上，互不關係，則似覺未足，實  $\text{HClO}$  與  $\text{HCl}$  完全與他酸，有同樣之作用也。余雖簡單寫作  $\text{HClO}$  與  $\text{HCl}$ ，但亦非寫作爲  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$  及  $\text{H}_2\text{Cl}_2$ ，不可。又此酸之氧化反應，乃以  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$  式全體所有  $\text{O}$  原子之故，實爲甚有趣，已如上述，且大概酸之作用，乃由其主體非金屬氧化物之活動，如此觀察，此酸之主體  $\text{Cl}_2\text{O}$  分解而成  $\text{Cl}_2 + \text{O}$ ，則僅其所生之  $\text{O}$ ，參與氧化作用乎，則又未必然也。按  $\text{Cl}_2\text{O}$  受水化反應而生之酸：



再依次式，而排出其  $\text{O}$ ：



將其所有之O，盡量放出，供氧化反應之用，而自身，則成赤手憑空，是乃此酸奇趣之點，業已前述之矣。要知， $\text{H}_2\text{Cl}_2(\text{2HCl})$ 實乃 $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ 已經完成氧化作用之後，而生成者也。或乃抗辯曰：HCl酸，可由H與Cl，直接結合製造而得，試問雖在此種元素之直接結合，若無 $\text{H}_2\text{O}$ 氣之存在，其可行乎。竊信此種反應， $\text{Cl}_2$ 先與極微量之溼氣相作用，而成下式：



此處所生之HClO，又與 $\text{H}_2$ 作用，而生下式：



此 $\text{H}_2\text{O}$ 復與 $\text{Cl}_2$ 相作用，如此將上述二種反應，循環不止，遂成爲HCl也。綜觀以上反應，最初具有之少量 $\text{H}_2\text{O}$ ，經如此多次反應之後，仍生同量之水，是以雖於反應完結之後，仍有同量之 $\text{H}_2\text{O}$ ，留存其間，可想而知，此殆卽此反應之真相也。此外適例，尙有 $\text{H}_2\text{S}$ 酸存在，此酸亦可視爲 $\text{H}_2\text{SO}_2$ ，或 $\text{H}_2\text{SO}_4$ ，等酸，與還元劑相作用，而將其分子式中所有之O，全體失去而生者也。卽





諸君在此新知，當舉行氧化作用時，計有二種形態：其一、酸主體之金屬氧化物，放出其O，而本身成低級氧化物者。其二、酸分子中所有O之全部，皆供氧化反應，而本身，則為酸主體非金屬氧化物之主要元素之H化合物，而留存其間。一般在週期律表上，元素間之距離愈遠，則愈易反應，愈接近，則愈難反應，已如前述。推源其故，實基於元素之金屬性質，與非金屬性質之差異。即元素與元素之位置，相離愈遠，則其差異愈大，互相接近，則其差異愈小，盡人皆知，無庸說明者也。若在三元素而成之化合物中，則以主要元素為中心，而與他二元素，引起同樣問題。譬如就  $\text{H}_2\text{SO}_3$  而論，其主要元素，當然為S，是以S該元素，即與H及O等，不能不發生三角關係，試看S與H，及S與O，在週期律表上位置之遠近，果何如耶。則前者極遠，而後者極近，若從金屬性質，與非金屬性質之差異言之。則成  $\text{H}:\text{S}:\text{O}$ ，人所共知。今若借用化合力之名詞，而加以說明，則謂之S與H之化合力，比較S與O之化合力為強，亦無不可。是以  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ，一遇還元劑之作用，則全部之O，得以奪去，而  $\text{H}_2\text{S}$  部分，則仍巖然不動也。又雖從  $\text{HClO}$ ，或  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ，等物，奪除其O，而成  $\text{HCl}$ ，或  $\text{H}_2\text{S}$ ，仍為著烈還元劑，亦

奇事也。惟雖云同爲還元劑，其強度自亦有異，如  $\text{HCl}$ ，雖遇空中之  $\text{O}_2$ ，難成下式變化：



而  $\text{H}_2\text{S}$  則極易反應，如次：

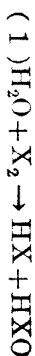


是以，若將  $\text{H}_2\text{S}$  置之更爲安全之狀態下，則以適當氧化劑之作用，而變爲如下，實趣事也。



此時  $\text{H}_2\text{SO}_3$  卽被氧化而成  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ，自不待言。在化學反應上，有此一種形式之存在，是不能不充分解者也。此外雖非酸類，有  $\text{H}_2\text{N}$  及  $\text{H}_3\text{P}$ ， $\text{H}_3\text{A}$ ， $\text{HSb}$  以至  $\text{H}_4\text{O}$  等物，亦屬同類。余思此等，亦莫不各自有其相當之酸，因失去其全部之  $\text{O}$ ，而成者也。關於此等全部之化學反應，尙未完全究明，俟有適當機會，當更略述鄙見也。竊信以爲此等化合物，雖云係由元素之直接化合而成。但若無  $\text{H}_2\text{O}$  之介在其間，恐決不能生成者也。在今日，余雖力不足以說明其反應之機構，或有如由  $\text{H}_2$  與  $\text{Cl}_2$  生成  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  時之狀況，亦未可知，目下正在盛行實驗與思索中也。要之，此等無氧之酸，不要強

認爲由其元素合成而得，應要認爲此等酸，原來亦含有氧素，不過因其在變化過程中，將所有之氧素失去而已矣。又雖云，由元素而合成，然無  $H_2O$  之介在，亦決不能生成也。至其反應機構如何，現雖不得而知，或係其主要元素，與  $H_2O$  相作用，先成爲含有不安定 O 之酸，而於上述任何實例，皆以  $H_2$  爲其合成成分，是以此  $H_2$  作還元劑，而與含 O 不安定酸相作用，生成不含 O 之酸，與  $H_2O$ 。此  $H_2O$ ，更進而反應，循環不息，此余之所深信者也。今若以 X 代無氧酸之主要元素，則由此而成之各種酸類，可以  $H_2X_2$ ，或  $HX$  表示之。今當  $H_2$  與  $X_2$  合成之時， $X_2$  先與少量之溼氣  $H_2O$ ，相作用：



而此  $HXO$ ，復與  $H_2$  相作用：



而成上式至其反應結果式，則應如下：



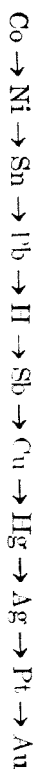
今此種酸類，各個之H，皆被氧化，成爲  $H_2O$ ，故可視爲一還元劑，此必須注意之事實也。如



等，乃其二例也。次對於在化學反應解釋上，頗爲重要之鹽基與酸之強弱，略一論之。

(五) 製造鹽基之傾向 金屬元素，由氧化反應，而生成金屬氧化物，後者更因水化反應，而生成鹽基，前章等已屢言之矣。所謂金屬元素者，乃係比較之辭，決不能一概而論，按從強金屬元素起，逐漸減少其金屬性，以迄金屬元素之間，不一而足。是以該等金屬，受氧化反應，與水化反應等作用，所生之鹽基，其強度，亦參差不一，自不待言也。普通由強金屬元素而生成之鹽基爲強。若金屬漸次衰弱，則其所生鹽基，亦漸次第弱。何種鹽基爲強，何種比較爲弱，在解釋化學反應上，實屬至要。是以欲論鹽基之強弱，則不得不論其主要元素金屬性質之強度也。大概金屬性強大之元素，與O化合容易，金屬性漸減，則其與O化合，亦漸難。要之，欲知鹽基之強度，除依元素之氧化傾向列外，無他法也。今將金屬元素中，從左起，而將與O化合最容易者，書於先頭，而順次列之：





今試問 K 與 Ca 二者，孰與 O 化合容易，則一見即知 K 比 Ca 爲容易。又 Mg 與 Zn，孰易氧化，由上表則知爲 Mg。如此元素由左而右，愈趨愈遠，其於氧化，愈變愈難也。因爲金屬性質愈強之元素，愈易與 O 化合，故知元素之金屬性，愈從左而右進，則愈變弱。反之，愈由右而左進，則知其愈變強也。金屬性強之元素，固爲易於氧化，故其一旦成爲氧化物之後，則其結合，亦甚堅固而不易分解，以放出其 O 也。無論如何，易於與 O 化合之元素，因其金屬性之漸弱，其與 O 之結合，亦將變弱也。K 或 Zn 雖易與 O 起氧化反應，而成爲  $\text{K}_2\text{O}$ ， $\text{Na}_2\text{O}$ 。但 Hg 或 Ag，以至 Pt，Au，則實不易於氧化，此貴金屬之所以寶貴也。

易於氧化者 → 難於分解

難於氧化者 → 易於分解

此在氧化分解之逆定律中，業已言之。更奇者，易於氧化反應，似亦易於水化反應，難於氧化反應者，似亦難於水化反應，實爲有趣味之關係也。任何金屬氧化物，俱可製成次式之鹽基：

金屬氧化物 +  $H_2O \rightarrow$  鹽基

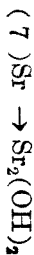
事屬至當，但是  $K_2O$  受水化反應易， $K_2(OH)_2$ ， $BaO$  受水化反應而成  $Ba(OH)_2$ ，則較  $K_2O$  時為難。漸漸自左而右進， $CaO$  受水化反應而成  $Ca(OH)_2$ ，則更困難，然較之  $MnO$  或  $ZnO$ ，則可謂為易於水化反應者矣。無論舉例若干，亦莫不如此，此余之所以在余之化學中，將屢用水化反應之名詞導入也。由其意義，為無論金屬氧化物，或非金屬氧化物，不但能依之生成鹽基或酸，且將由金屬氧化物之水化反應，而生成之鹽基，能溶解於水之事，亦包括在內也。惟斷非由金屬氧化物與  $H_2O$  作用，即悉成鹽基，其於水中溶解之難易，則依其鹽基之性質而定，余所主張者，金屬氧化物之受水化反應部分，能溶於水，而金屬氧化物，若舉行水化反應，則當然生某量之鹽基，此即能溶於水，並非依鹽基之如何，對水有難溶易溶之別也。凡屬鹽基，余以為皆能溶解於水者也。按元素依氧化傾向列之順序，則容易起水化反應，其愈自左而右，則水化反應漸次困難，已如屢述。此次所謂易於水化反應者，鹽基之生成容易，難於水化反應者，鹽基生成亦難，如此解釋亦可。雖將同量之金屬氧化物，與同容之  $H_2O$ ，使起水化反應，則容易水化反應者，能生多量之鹽基，其難者，僅能生少量之

鹽基而已至生成之鹽基，則即皆溶於水也。前者為強鹽基，後者當然為弱鹽基，此不難判斷者也。根據以上之說明，吾人得所知者，為何事耶。按欲知鹽基之強弱，當知以參照金屬元素之氧化傾向列為便，自不待言。是以上述之氧化傾向列，即呼為造鹽傾向列，亦可也。由此觀之，K, Na, La 等為製造鹽基傾向甚強之元素，由此等元素而生成之鹽基，乃為強鹽基，自不待言。反之，漸漸進而至於右側，金屬元素之鹽基生成傾向，漸漸變弱，故由此而生成之鹽基，亦弱，無庸贅述也。今將氧化傾向列，詳細記載之如下：



由此觀之，Cs 與 O 最易化合，即易起氧化反應而生  $\text{Cs}_2\text{O}$ ，又較之任何金屬氧化物，容易起水化反應，如此說法，亦無不可。如此所生  $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cs}_2(\text{OH})_2$  之鹽基，較之任何鹽基為強，諒能明白。今將極普通所有鹽之強度，揭示如下：





吾人普通所謂強鹽基者，不過如  $\text{K}_2(\text{OH})_2$ ， $\text{Na}_2(\text{OH})_2$ ， $\text{Ba}_2(\text{OH})_2$  等數種，所謂弱鹽基者，不過如  $\text{NH}_4(\text{OH})$  而已，至其他鹽基之弱，則更不必曉曉者也。

(六) 製造酸之傾向 金屬元素間，有製造鹽基之傾向，非金屬元素亦如之，而有製造酸之傾向，元素氧化傾向列之延長，吾儕可用次式表示之：



若欲特別分爲含氧之酸，與不含氧之酸，則可改書如次：



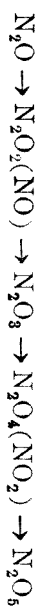
此等元素，皆爲非金屬元素，惟雖同爲非金屬元素，自左向右，則其元素之非金屬性質，逐漸增加。反之，由右而左，則逐漸減少。較爲非金屬之元素，則依氧化反應，而生非金屬氧化物，再由其水化反應，



而生各種酸類。故氧化物愈爲非金屬性質甚強之元素，則愈易起水化反應，而生強酸。若元素之非金屬性質漸減，則其氧化物之起水化反應愈難，且只能生弱酸。按前於鹽基處，業經注意，此處亦有同樣留意之必要，即非金屬氧化物，經水化反應所成之酸，對於水之溶解，無難易之別，其起水化反應部分之酸，皆能溶於水中也。所謂酸之強弱者，乃係一定量之某種金屬氧化物，對於同容量之水，互相作用時，經過水化反應後，生成之酸量而定。任何非金屬氧化物，皆能水化反應，其所生酸量，雖有多少，無論何酸，悉能易溶於水也。若愈爲非金屬性強烈元素之氧化物，則愈易水化反應，多量之酸，溶於水中。若非金屬性漸次衰弱，則水化亦愈難，僅有少量之酸，溶於水中而已。是以前者謂之強酸，後者謂之弱酸也。現據上述理論，對於酸之強弱，略一論之。惟上述各項，自不可謂已充分，在極弱鹽基中，有具同一主要元素之二種鹽基存在， $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ， $\text{Fe}_2(\text{OH})_6$ 。即其例也。此等鹽基，其鹽基性孰強，孰弱，現在余尚不知，但元素依其階段氧化反應，漸次增加其O之數目，則其金屬性質愈漸失去，而帶非金屬性質，在Fe方面，恐亦有下列氧化物：



此等氧化物中， $\text{FeO}$  與  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  之主要元素皆為  $\text{Fe}$ ，然其所合同一  $\text{Fe}$  之金屬性質之強弱，則  $\text{FeO}$  中之  $\text{Fe}$  較之  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  中者，其金屬性質為強。是以此二種氧化物，受水化反應，而生成之  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  與  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ，其鹽基之強度，當然以  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  為強，諒能容易理解矣。此種事實，在各種酸類方面，亦能發見，今只以一例示之。如  $\text{N}$  亦以階段氧化反應之關係，而生下列之氧化物：



今將習見易知之非金屬氧化物，提出而說明之。按  $\text{N}_2\text{O}_3$  與  $\text{N}_2\text{O}_5$  乃主要元素同為  $\text{N}$  之氧化物，受水化反應，則生下列酸類。



至問此中孰為強酸，並如何定之，則亦如前述，元素之非金屬性質愈強，其氧化物之水化反應亦易起，而生強酸。元素之非金屬性質漸次變弱，其氧化物之水化反應，亦漸難，而所生之酸，亦漸弱，究為何故，雖尚不知，當元素造成氧化物時，若其  $\text{O}$  之數漸增，則該元素之非金屬性質亦漸增強。普通金屬元素，則生成低級氧化物，而非金屬元素，則生成高級氧化物，在余觀之，實為一奇怪之謎也。此種

關係，若以原子價示之，更形明瞭。

$N_2O_3$  中N之原子價爲3

$N_2O_5$  中N之原子價爲5

故  $N_2O_3$  較之  $N_2O_5$  實爲N之低級氧化物，昭然可見，主要元素，雖同爲N，而  $N_2O_3$  中之N，比較  $N_2O_5$  中之N，其非金屬性質爲弱，故以  $N_2O_3$  爲主體之酸  $H_2N_2O_3$ ，比較以  $N_2O_5$  爲主體之酸  $H_2N_2O_5$  爲弱，自易明白。不僅N之酸如此，他例亦正不少，此在解釋酸之強弱上，爲一重要之知識。切須注意也。酸之所以稱爲化學界之女性者，以具使元素起化學作用之力故也。余上用使起化學作用之語，按使元素起化學作用無他，不外

元素 → 鹽

之意也。爲舉行此種反應起見，當然非依氧化反應、水化反應、中和反應之三者不可。化學生母之酸，自然具有使元素變爲鹽之作用，此似係笑談，實爲事實，且愈爲強酸，愈富於此性，吾人所謂酸之性質者無他，乃其主體非金屬氧化物之性質，自不待言。而此氧化物，又各爲高級氧化物，當與元素反應時，卽行分解，而自身變爲

高級氧化物 → 低級氧化物 + O

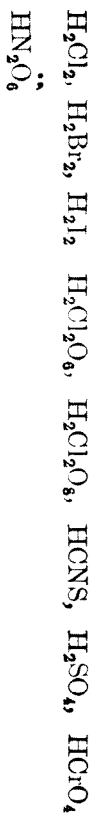
元素先由氧化反應，而變為氧化物，而此種氧化物，復受水化反應，而成為鹽基或酸，已經屢述如上矣。若所生者幸為鹽基，則即與其酸起中和反應，而生鹽類，自不待言。此種性能，實為酸所有之特性也。今為容易明瞭起見，稱為酸具有下列各性，亦無不可。即：

- (1) 酸，自為分解，放出氧素，有使起氧化反應之性。因為酸中通常混有  $H_2O$ ；
- (2) 所生之氧化物，有受水化反應，而生鹽基或酸之性。若為鹽基，則遇強酸；
- (3) 即有起中和反應，而有成鹽之性。

余以為任何酸類，皆具有此種性質也。且愈為強酸，則此性亦愈強。今就吾人所知之酸中，有  $H_2Cl_2$  酸者，乃無氧之酸也，但若信此酸，從始如此，實為先天的存在，則大誤矣。前已述及，酸有氧化作用，且能溶於多量水中，而成強酸，為其特權， $H_2Cl_2$  最初亦為  $H_2Cl_2O_2(HClO)$  酸，此酸由  $H_2Cl_2O_2 \rightarrow H_2Cl_2 + 2O$  之變化，而將  $2O$  放出，舉行氧化作用，其殘留之酸，多量溶於水中，且為強酸， $H_2Cl_2O_2$  與  $H_2Cl_2$  雖常視作完全別酸相處，實則不然，余信為能盡酸之使命之連帶酸也。茲將此種事實，

加以考慮，復依造酸傾向列於酸之強弱，不能不一論之，茲雖稍有異例，對於吾儕日常所見之普通酸類之強弱，稍一述之：

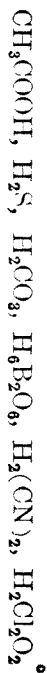
(1) 強酸



(2) 中等酸



(3) 弱酸



根據以上各項，關於鹽基及酸之強弱，想已了解。要之，鹽基或酸之強弱，乃由於其主要元素之金屬性質，及非金屬性質之強度而致，此種知識，誠為理解化學反應所必要，而不可或缺者也。

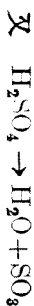


### 三 中和反應

(一) 性之對立 種種元素，先由氧化反應而生各種之氧化物，較近於金屬之元素，生金屬氧化物，較近於非金屬之元素，則生非金屬氧化物。又由此等氧化物之水化反應，較近於金屬之氧化物，形成爲鹽基，而較近於非金屬之氧化物，則形成爲酸。竊思  $H_2O$  爲金屬氧化物，同時亦爲非金屬氧化物之兩性氧化物，其能溶解各種物質之特異性，恐卽基於此。故以余思之， $H_2O$  對於金屬性質強大之氧化物，其自身則如非金屬氧化物，經由水化反應之結果，而生鹽基。反之，對於非金屬性質強大之氧化物，其自身則如金屬氧化物，受水化反應而生酸也。今將此種關係，用化學方式，表示如次：



元素乃直如此，而因氧化反應，及水化反應之變化，生成鹽基或生酸者也。斯二者，恰可比如人類界之男女兩性，鹽基性與酸性在化學界，亦不得不稱爲極重要的兩性之對立也。吾人社會中，意義最深，而且極其重要者，莫如男女兩性之結合，即所謂結婚也。同樣在化學界方面，男性之鹽基，與女性之酸，亦舉莊嚴的華燭之典，不過此種儀式，在化學上不稱結婚，乃曰中和。鹽基與酸種類繁多，俱可互由自由意志，隨心所欲，而行結婚也。今先取淺近之例，開始說明之。先從  $\text{Ni}_2(\text{OH})_2$  之鹽基，與  $\text{H}_2\text{SO}_4$  之酸之結婚，略一述之。按  $\text{Ni}_2(\text{OH})_2$  乃由金屬氧化物  $\text{Ni}_2\text{O}$  之水化反應，所生成之鹽基，同樣  $\text{H}_2\text{SO}_4$  乃由非金屬氧化物  $\text{SO}_2$  之水化反應，所生成之酸，故可視作下式之變化，當無礙也。



當此二者結婚時，與陰陽合體之宇宙之大真理究如何符合耶，





此乃實驗對於吾儕所示之事實也。諸君試一審視上式，究可知何事耶。要知鹽基與酸結婚之中和反應，實不外為鹽基之主體金屬氧化物，與酸之主體非金屬氧化物，以  $H_2O$  為媒人，永結偕老之契也。如此所生新郎與新婦之香巢  $Zn_2SO_4$ ，吾人稱之為鹽，各種鹽基與酸，俱可隨所欲為，舉行其中和反應，已如前述。其結婚生活，雖各不同，至其為金屬氧化物，與非金屬氧化物，或與此相類物質，以  $H_2O$  為媒，而所結合之夫婦，則固全無變化，而無例外者也。是以吾人對於中和反應，可以次式之一般式以表之：

鹽基                      酸

(金屬氧化物 +  $H_2O$ ) + ( $H_2O$  + 非金屬氧化物)

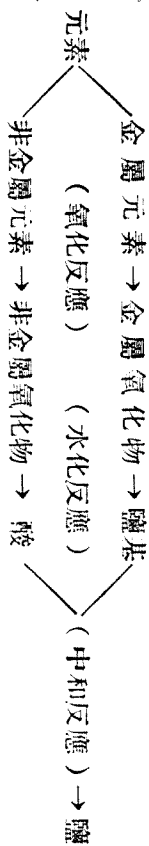
鹽                                      2 $H_2O$

=(金屬氧化物 + 非金屬氧化物) + ( $H_2O$  +  $H_2O$ )

屢經申述，鹽基之所以呈鹽基性者，乃由於金屬氧化物。簡言之，亦可謂基於金屬氧化物中，主要元素之金屬性質。同樣酸之所以呈酸性者，乃由於非金屬元素氧化物，詳言之，乃由於非金屬氧化物

中主要元素之非金屬性質也。二者之性，雖完全相反，但結婚之後，則互相消失，此其所以名中和也。故其所生之鹽，既非酸性，亦非鹼基，應為中性。至於溶解於水中之鹽，則可發現與上述不同之性質，且俟後面再為說明也。今此處頗引人興趣者，即與鹽同時所生成之  $2\text{H}_2\text{O}$ ，視觀點之如何，亦可謂為一種之鹽。蓋  $\text{H}_2\text{O}$  者，無論如何，雖仍為  $\text{H}_2\text{O}$  也，而無疑，但在金屬氧化物，變為鹽基之水化反應中，所參與之  $\text{H}_2\text{O}$ ，乃為非金屬氧化物。又在非金屬氧化物，變為酸之水化反應中，所參與之  $\text{H}_2\text{O}$ ，恰與前者相反，乃以金屬氧化物之資格，而參加者也。如此二者，一視為金屬氧化物，他一則視為非金屬氧化物，與鹽同樣，遂成其陰陽之合體，而亦生成一種鹽類者然。譬如吾人之結婚，當行禮時，媒人夫妻，始終陪伴，新郎新婦，及於禮畢，始各辭新夫婦而去，僅餘香巢，在中性反應中，似為媒人者，即附從於鹽基主體之金屬氧化物，而自身為非金屬氧化物之  $\text{H}_2\text{O}$ ，及附從於酸主體之非金屬氧化物，而自身為金屬氧化物之  $\text{H}_2\text{O}$  也。上記化學式中所見之  $2\text{H}_2\text{O}$ ，即為新郎新婦祝福，而辭去香巢之月老冰人也。如此說明，則鹽基與酸之中性反應之真相，當可瞭然，且對於元素先經氧化反應，金屬元素形成金屬氧化物，非金屬元素，則形成非金屬氧化物之事實，定有所悟。又金屬氧化物受

水化反應，生成鹽基，非金屬氧化物，受水化反應，則生成酸，諒亦能理解。而鹽基與酸，又互為化學上重要的性之對立，其結果，因中性反應，而生成各種之鹽，更不言可知矣。按鹽基、酸、鹽為化學上之三大重要事項，由以上之說明，當已充分理解。今將余所主張之氧化反應、水化反應及中和反應者，



實乃根據上式，乃元素↓鹽之變化也。余信此乃表示自然界實際徑路之階段反應，此種反應，非特極為重要，亦且為解釋無限化學變化之基礎，是以今再加入分解反應，合而為四，余本人稱之為化學之基本反應。

- (1) 氧化反應
  - (2) 水化反應
  - (3) 中性反應
  - (4) 分解反應
- } 化合反應

至於分解反應之爲何，在繼續此書之間，定能拼一釘子也。總之，關於化學反應，知此四者，可謂盡所知矣。

(二) 正酸 因爲過於重要，不嫌重複，再爲申述之。卽金屬氧化物，因水化反應，而生鹽基此時之  $H_2O$ ，乃以非金屬氧化物之資格而作用者，自不待言。又非金屬氧化物，因水化反應而生酸，此時之  $H_2O$ ，乃以金屬氧化物之資格而作用者，固無待論矣。前述氧化反應時，業已申論，凡各氧化物，皆有如次式之關係：



卽被笑爲各出同等資本之合資公司者，卽本於此。亦卽往昔西曆紀元前阿基米德氏由槓杆之原理，所發見之宇宙間之定律也。此定律爲物理之基礎，數學之發軔，而在化學方面，又爲氧化定律之柱石，諒亦附含在內也。鹽基乃由金屬氧化物，與稱爲  $H_2O$  之氧化物之水化反應而生，酸乃由非

金屬氧化物，與同樣稱爲  $H_2O$  者之氧化物之水化反應而生，已如上述，故依氧化定律，則鹽基對於鹽基，酸對於酸，可說成立有如次式之關係。平易言之，鹽基與酸，皆由兩種氧化物而成，故對此兩種氧化物，恐不得不有如次之關係也。

鹽基

金屬氧化物

非金屬氧化物

金屬元素

非金屬元素

非金屬元素

強非金屬元素

$$[(\text{原子價} \times \text{原子數}) = (\text{原子價} \times \text{原子數})] = [(\text{原子價} \times \text{原子數}) = [(\text{原子價} \times \text{原子數})]]$$

簡明言之，對於金屬氧化物之氧化定律，與對於非金屬氧化物之氧化定律間，有不得不用等號連結之關係，存於其間者也。今試舉鹽基  $Na_2(OH)_2$  而說明之，吾人已知  $Na_2(OH)_2$  乃金屬氧化物  $Na_2O$  與非金屬氧化物之  $H_2O$  相水化反應，而生成之鹽基，故即可直書如次式  $Na_2O + H_2O \rightarrow Na_2(OH)_2$  今將  $Na_2O$  中  $Na$  之原子價，依氧化定律而求之：

金屬氧化物



金屬元素  
2 Na

非金屬元素  
O

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ \times \\ \text{X} \times 2 \end{array} \right\} = \left\{ \begin{array}{l} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ \times \\ 2 \times 1 \end{array} \right\}$$

故  $X = \frac{2 \times 1}{2} = 1$  由此而知  $\text{Na}$  之原子價為 1，又此氧化物中之  $\text{Na}$  有 2 原子，故  $\text{Na}$  之

總原子價為  $1 \times 2 = 2$ ，是能容易理解者也。今金屬氧化物中之主要元素，在此處當然為  $\text{Na}$ ，以非金屬氧化物資格之  $\text{H}_2\text{O}$  中，其主要元素，當為 H，自不待言。茲求此 H 之總原子價，

非金屬氧化物

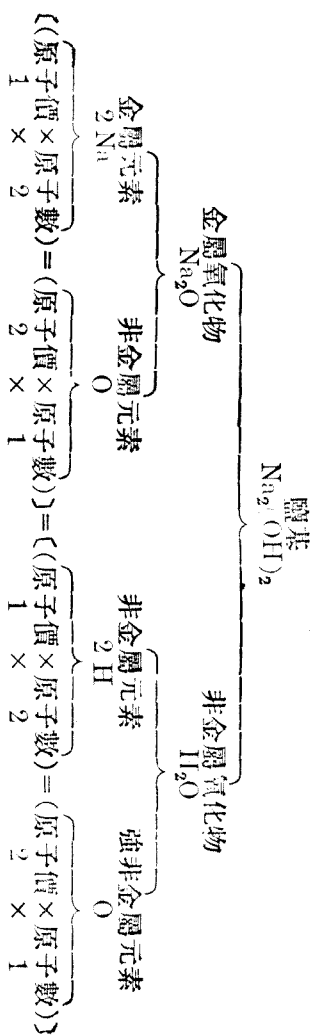


非金屬元素  
2 H

強非金屬元素  
O

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ \times \\ \text{X} \times 2 \end{array} \right\} = \left\{ \begin{array}{l} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ \times \\ 2 \times 1 \end{array} \right\}$$

依氧化定律  $\times = \frac{2 \times 1}{2} = 1$ ，故 H 之原子價顯為 1，而其總原子價，則為  $1 \times 2 = 2$ 。換言之，金屬氧化物中主要元素之總原子價，與非金屬氧化物中主要元素之總原子價，乃相等者也。茲將此種關係，總括如次：



根據以上，諸君當能完全領會，而吾人曩之所想像者，決非無稽夢想，此種自然準則，在  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  中，亦嚴然存為規則也。故余特名之為正鹽基，諸君試各自對於各種鹽基，推究此種關係，則知決非虛妄也。這且不論，今試用同樣類推，以及各酸。按酸乃由非金屬氧化物，與作金屬氧化物之  $\text{H}_2\text{O}$  之

水化反應而成，故對於此二種氧化物，應有下列之關係：

酸

金屬氧化物

非金屬氧化物

金屬元素

非金屬元素

非金屬元素

強非金屬元素

$$\left[ (\text{原子價} \times \text{原子數}) = (\text{原子價} \times \text{原子數}) \right] = \left[ (\text{原子價} \times \text{原子數}) = (\text{原子價} \times \text{原子數}) \right]$$

此處最使諸位感覺迷惑者，即關於非金屬氧化物，而將其分爲非金屬元素，與強非金屬元素之一事也。夫各氧化物，皆由金屬元素，與非金屬元素之陰陽二者，合體而成。惟此有改爲比較的金屬元素，與比較的非金屬元素之必要。今僅作非金屬元素者，乃表示較之對手之元素，其所含之金屬性質爲較豐，而謂爲強非金屬元素者，乃表示比較非金屬元素，其所含非金屬性質更強之意，是析理解者也。譬如由氧化物  $B_2O_3$  之水化反應，而生成  $H_3B_3O_6$  酸，應爲諸君所知，若難明白，則將其變爲  $\frac{H_3B_3O_6}{2} = H_3BO_3$ ，定必更爲明白矣。因爲 B 在週期表之第 3 族，當然由  $B_2O_3$  之水化反應而生成之物質，或疑爲不是酸，而是鹽基，尤其在聰明之諸君，更應有此猜想。但是由同列之縱的關係



而言，元素愈在上位，其非金屬性質愈強，是以所生者，不是鹽基而是酸，斷非不可思議之事也。今先將  $B_2O_3$  中 B 之原子價，依氧化定律而求之，然後再求其總原子價。

非金屬氧化物  
 $B_2O_3$

非金屬元素  $2B$       強非金屬元素  $3O$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{非金屬元素} \\ 2B \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} \text{強非金屬元素} \\ 3O \end{array} \right\}$$

$$( \text{原子價} \times \text{原子數} ) = ( \text{原子價} \times \text{原子數} )$$

$$X \times 2 = 2 \times 3$$

由  $X = \frac{2 \times 3}{2} = 3$ ，故知 B 之原子價為 3，而其總原子價，則為  $3 \times 2 = 6$ 。自此點而言，非金屬氧化物  $B_2O_3$  為完成其水化反應起見，應需若干分子之金屬氧化物之  $H_2O$  耶。按氧化定律，所示於吾儕者，二種氧化物中主要元素之總原子價相等時，則生水化反應。因今  $B_2O_3$  中主要元素 B 之總原子價為 6，而欲使  $H_2O$  中主要元素 H 之總原子價亦為 6 時，故需  $H_2O$  之 3 分子，如此計算，殊屬容易，今依次式，當更明白知道：

金屬氧化物  
 $3\text{H}_2\text{O}$

金屬元素  $6\text{H}$       非金屬元素  $3\text{O}$

$$\left( \begin{array}{l} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ 1 \times 6 \end{array} \right) = \left( \begin{array}{l} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ 2 \times 3 \end{array} \right)$$

今總結如下：

酸  
 $\text{H}_6\text{B}_2\text{O}_6$

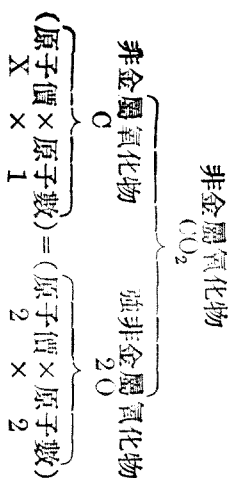
金屬氧化物  $3\text{H}_2\text{O}$       非金屬氧化物  $\text{B}_2\text{O}_3$

金屬元素  $6\text{H}$       非金屬元素  $3\text{O}$       非金屬元素  $2\text{B}$       強非金屬元素  $3\text{O}$

$$\left[ (\text{原子價} \times \text{原子數}) = (\text{原子價} \times \text{原子數}) \right] = \left[ (\text{原子價} \times \text{原子數}) = (\text{原子價} \times \text{原子數}) \right]$$

$$1 \times 6 \quad 2 \times 3 \quad 3 \times 2 \quad 2 \times 3$$

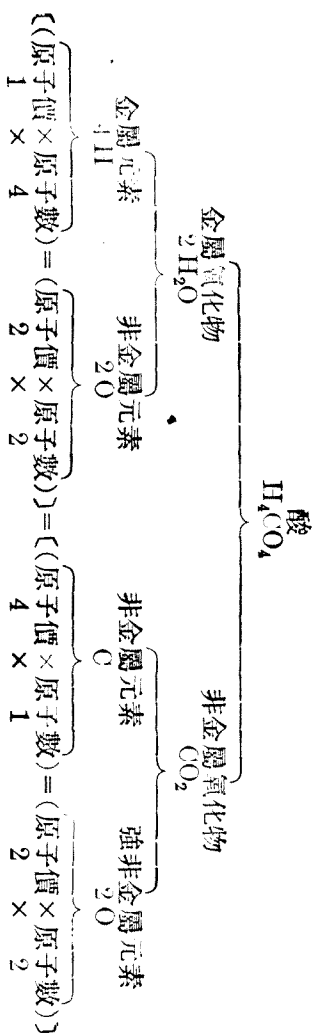
此酸既能成立此種關係，故對正鹽基而稱，此為正酸，亦似當然，而在事實上，亦有此等酸之存在也。次將第 4 族中 C 之氧化物  $\text{CO}_2$  或 Si 之氧化物  $\text{SiO}_2$  而推論之，依上述之定律，此等非金屬氧化物受水化反應，究能生成何酸耶。今先求  $\text{CO}_2$  中主要元素 C 之原子價：



依氧化定律，知 C 之原子價，為  $X = \frac{2 \times 2}{1} = 4$ ，其總原子價當為  $4 \times 1 = 4$ ，自不待言。故  $\text{CO}_2$  之水化反應，所要  $\text{H}_2\text{O}$ ，應為  $2\text{H}_2\text{O}$ ，因為  $2\text{H}_2\text{O}$  中主要元素之總原子價，亦即為 4，下式之酸，即為其所生成者也：

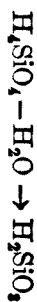
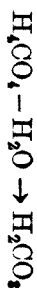


總括之，則如下式：

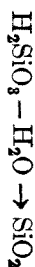
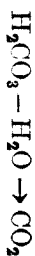


$\text{H}_4\text{CO}_4$  吾人似不知有此酸之存在，但若將其中之  $\text{H}_2\text{O}$  脫去 1 分子，則為  $\text{H}_4\text{CO}_4 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ ，此固吾人皆知其為碳酸者也。其為非金屬氧化物  $\text{CO}_2$  受水化反應而生之酸，自不待言。又  $\text{SiO}_2$  依氧化定律，同樣亦能生成  $\text{H}_2\text{SiO}_4$  等之正酸，自無再行詳細式示之必要。惟此酸雖似有存在之嫌，

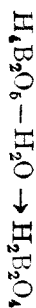
但數經精細之分析，亦殊不能獲得一定之結果，不得已將其定為  $\text{SiO}_2\text{XH}_2\text{O}$ ，恐乃強合之式，有背自然定律，人同斯憤。惟在事實之前，吾人唯有俯首下心，學習自然而已。至其所以示作  $\text{XH}_2\text{O}$  者，乃 X 之數不定之意也。按若將  $\text{SiO}_2$  已與若干分子之  $\text{H}_2\text{O}$ ，受水化反應而成之矽酸，漸次加高溫，則  $\text{H}_2\text{O}$  之 1 分子，或 2 分子，即被脫去，而能形成相當之酸，若更加高熱，則  $\text{H}_2\text{O}$  全被脫失，而仍歸於  $\text{SiO}_2$ ，此種事實，究表何事耶。吾人對此難得之啓示試一深考之。竊思凡物質，由攝氏零下二七三度之極冷度，至幾萬度之極熱度間，其外表形態，雖稍變化，其同一物質，仍爲連續的存在，此種假說，決非虛言也。故物質所有之分子式，依溫度與氣壓等狀態之變化，而不能一定，是或忘者也。今鹽基主體之金屬氧化物，及酸主體之非金屬氧化物，其參與水化反應而結合之  $\text{H}_2\text{O}$ ，實亦有種種之不同也。由此觀之，凡不附書狀態之物質，嚴格的言之，全然不能想像，實爲虛妄之物，亦無不可也。故某種酸雖反自然定律，亦決無慨嘆之必要也。即今所假想之正酸  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，或  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ，在某種低溫之狀態下，確能存在，亦未可知。又自此等酸類，將溫度加高，使各脫去  $\text{H}_2\text{O}$  之 1 分子，則成下列之酸，恐決非誤謬之推論也。



又若更加高熱，則仍回歸於下列之無水酸，即以吾人淺近實驗，亦易得知也。



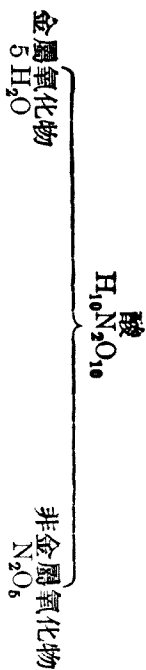
由此觀之，吾人推想之正酸，如  $\text{H}_2\text{CO}_2$  或  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  等物，在某種狀態之下，必能存在，不過在吾人現在所住地球之狀態下，似無存在。惟物質之存在，決非非連續的存在，是以相當於  $\text{H}_2\text{CO}_2$  或  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  之酸，雖不得見，在現今狀態下之  $\text{H}_2\text{CO}_2$  及  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  亦必有其存在也。至其形體，即為各自脫去  $\text{H}_2\text{O}$  1 分子之  $\text{H}_2\text{CO}_2$  與  $\text{H}_2\text{SiO}_2$  等物，乃人所共知之事實也。但余今在此處，不得不鄭重聲明者，即吾人所居之地球，雖曾經過非常高溫度之狀態，然對於極冷之狀態，則全無經驗，不能作任何解釋，恐在此更上之極寒中，凡百變化，悉行停止，僅成死之世界而已。在此種例外之最低溫度中，討論化學反應，自無必要也。這且不論，即對於前述之  $\text{H}_6\text{B}_2\text{O}_6$  酸方面，吾人雖知其為  $\text{H}_6\text{B}_2\text{O}_6$  酸，若溫度加高，則失去其參與水化反應之  $\text{H}_2\text{O}$  之分子，初生  $\text{H}_6\text{B}_2\text{O}_6 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{B}_2\text{O}_4$  溫度更漸加高，隨即變為



此種寫法，若不易明，則用 2 除之，變爲  $\frac{\text{H}_4\text{B}_2\text{O}_4}{2} = \text{HBO}_2$ ，亦無不可。今此  $\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$  再加高熱，似應變爲  $\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3$ ，事實則不然，乃由其 2 分子之中，失去 1 分子之  $\text{H}_2\text{O}$  而變爲  $\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$ ，若再徹底強熱，則還歸於舊，一如次式：



如此變化，乃酸之主體，爲不揮發性之非金屬氧化物時，所常起者也。至關於  $\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$  一  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$  之事，余猶有不明之處，尙在思索之中，是蓋因知識不足之故也。與此同樣事實，對於第 5 族中 N 之酸，亦思論及之。依自然定律而言，如次式所示之酸，當然應能存在，諸君皆知  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  酸之主體爲  $\text{N}_2\text{O}_6$ ，此氧化物中 N 之原子價，卽不用氧化定律求之，卽用心算，亦可推知其爲 5，則  $\text{N}_2\text{O}_6$  之主要元素 N 之總原子價當爲  $5 \times 2 = 10$ ，今欲將參與此成水化反應之  $\text{H}_2\text{O}$  之主要元素 H 之總原子價爲 10 起見，需 5 分子之  $\text{H}_2\text{O}$ ，在諸君觀之，亦決非難事也。



金屬元素  
10H

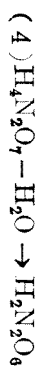
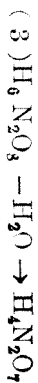
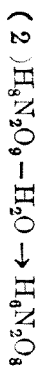
非金屬元素  
5O

非金屬元素  
2N

強非金屬元素  
5O

$$\left[ \left( \begin{array}{l} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ 1 \times 10 \end{array} \right) = \left( \begin{array}{l} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ 2 \times 5 \end{array} \right) \right] = \left[ \left( \begin{array}{l} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ 5 \times 2 \end{array} \right) = \left( \begin{array}{l} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ 2 \times 5 \end{array} \right) \right]$$

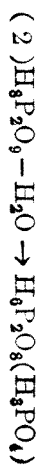
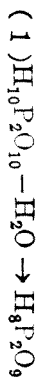
至於  $\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_{10}$  ( $\text{H}_6\text{N}_2\text{O}_6$ ) 之正酸，目下究竟存在，吾人尙未有所聞，恐在某種狀態之下，得以存在，亦未可知也。按 N 之酸而為吾人所知者，僅有  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  而已，不亦因溫度之加高，漸失去其 1 分子  $\text{H}_2\text{O}$  而成者乎。



似由上式之程序，而最後成爲  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  者也。竊常以爲諸君對於  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  之表示法，發生疑問，惟



現在雖不書爲  $\frac{H_2N_2O_6}{2} = HNO_3$ ，想亦可以明白矣。此種事實，在其同族之 P，亦莫不如此。今在 P 之酸類方面，假定有  $H_{10}P_2O_{10}$  之正酸，此種正酸，在某種狀態之下，確爲實存之酸也。但吾人今日所知者，則爲  $H_6P_2O_8$  之形式，即以 2 除之，即得  $H_3PO_4$ ，是蓋得視爲由  $H_{10}P_2O_{10}$  脫去 2 分子之水，而成者也。



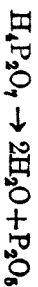
如此脫水，即得  $H_6P_2O_8$ ，若再加高熱，則再生



更加高熱，則變爲



自不待言。以上各酸之主體，皆爲  $P_2O_6$ ，



由此觀之，酸可視為由水化反應而生，已如前述，此種看法，雖決無不可，反之，視作隨狀態之變化，經脫水而成亦可也。此族元素之酸，皆具如此變化，實須留意者也。同樣事實，在第6族S之酸，亦是如此。在S氧化物方面，吾人知有  $SO_2$ ，其主要元素S之原子價為6，亦不待言。故其總原子價為  $6 \times 1 = 6$ ，因之所需參與水化反應之  $H_2O$ ，當為  $3H_2O$ ，蓋欲使  $H_2O$  中主要元素H之總原子價亦為6起見，需3分子，無需說明者也。即以次式之水化反應，而生成  $H_6SO_6$  之正酸。



酸  
 $H_6SO_6$

金屬氧化物  
 $3H_2O$

非金屬氧化物  
 $SO_2$

金屬元素  
 $6H$

非金屬元素  
 $3O$

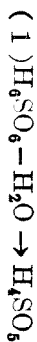
非金屬元素  
 $S$

強非金屬元素  
 $3O$

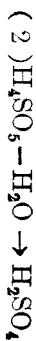
$$\left\{ \left( \text{原子價} \times \text{原子數} \right) = \left( \text{原子價} \times \text{原子數} \right) \right\} = \left\{ \left( \text{原子價} \times \text{原子數} \right) = \left( \text{原子價} \times \text{原子數} \right) \right\}$$

$$1 \times 6 \quad 2 \times 3 \quad 6 \times 1 \quad 2 \times 3$$

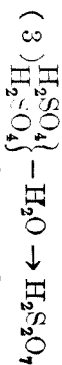
此酸果實際存在否耶，吾人雖尚未聞其存在，所知者爲  $H_2SO_4$  之存在，但  $H_2SO_6$  在某種狀態之下，亦必爲可以存在之酸也。其依狀態之推移，而逐漸脫去  $H_2O$  之 1 分子所成之酸，則果可視爲連續的存在也。即



上列之酸，固得存在，



即上列之酸，亦屬宜有也。若此後再爲脫水，則在回成  $H_2SO_4 - H_2O \rightarrow SO_2$  之前，由 2 分子  $H_2SO_4$  而脫去 1 分子之水者，亦有之，



生成  $H_2S_2O_7$ ，亦屬可能。若更加熱，

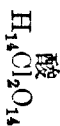


則亦有生成上物之可能，此種思想，對於第 6 族之元素，大多皆相符合。即對於第 7 族者，亦莫不然。

也。茲先舉  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  之氧化物之  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  爲例，在此氧化物中， $\text{Cl}$  之原子價爲 7，其總原子價則爲  $14 \times 7$ ，又爲人所共知。是以  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  爲完成其水化反應起見，所需要  $\text{H}_2\text{O}$  分子中  $\text{H}$  之總原子價，亦不得不爲  $14$ ，故需 7 分子之  $\text{H}_2\text{O}$ 。若諸君不願求主要元素之總原子價，則依賴兩氧化物中  $\text{O}$  之原子數亦可。今  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  中  $\text{O}$  之原子數爲 7， $\text{Cl}_2\text{O}_7$  爲完成水化反應起見，其所需  $\text{H}_2\text{O}$  之  $\text{X}$  分子中，亦須含有  $\text{O}$  之 7 原子方可，由此可知，其需要  $7\text{H}_2\text{O}$  也。但  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  與  $7\text{H}_2\text{O}$  之水化反應，成爲次式不易想像之酸：



此卽以  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  爲主體之正酸也。



金屬氧化物  
 $7\text{H}_2\text{O}$

非金屬氧化物  
 $\text{Cl}_2\text{O}_7$

金屬元素  
 $14\text{H}$

非金屬元素  
 $7\text{O}$

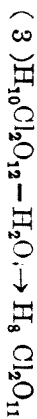
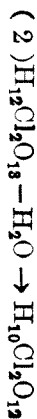
非金屬元素  
 $2\text{Cl}$

強非金屬元素  
 $7\text{O}$

$$\left\{ \left( \text{原子價} \times \text{原子數} \right) = \left( \text{原子價} \times \text{原子數} \right) \right\} = \left\{ \left( \text{原子價} \times \text{原子數} \right) = \left( \text{原子價} \times \text{原子數} \right) \right\}$$

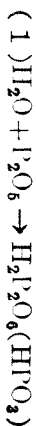
$$1 \times 14 \quad 2 \times 7 \quad 7 \times 2 \quad 2 \times 7$$

在實際方面，此酸果存乎否耶。吾人對此漠不可捉摸之質問，殊覺難於應付也。以吾人之知識，雖無從知其存否，在某種狀態之下，有其存在，亦未可知，恐以狀態之推移，漸失去其  $\text{H}_2\text{O}$  之幾分子，而謂成某種形態連續的存在，亦可也。

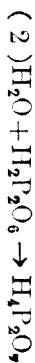


如此每次脫去  $\text{H}_2\text{O}$  之 1 分子，及至脫去 6  $\text{H}_2\text{O}$  之時，其殘留者則為  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ ，實足驚異，若寫作  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ ，而不懂，將其以 2 除之，則可作  $\text{HClO}$ ，當甚明矣。根據以上所述事項，吾人發見正鹽基，雖為實在之物，而正酸則屢為不實在者也。往往應與 2 分子之  $\text{H}_2\text{O}$ ，起水化反應之非金屬氧化物，而僅與其 1 分子相結合，又有時應與 5  $\text{H}_2\text{O}$  方能完成水化反應之非金屬氧化物，僅與 1  $\text{H}_2\text{O}$

或  $3\text{H}_2\text{O}$  相結合而已。按  $\text{H}_2\text{O}$  及非金屬氧化物，爲互相起如此不整齊之水化反應起見，在酸之時，作金屬氧化物  $\text{H}_2\text{O}$  主要元素 H 之總原子價，與非金屬氧化物中主要元素之總原子價，須不相等。按金屬氧化物，雖暫不論，其非金屬氧化物，何以不成正酸，不抑實足驚奇之事耶。余前在論述階段的氧化反應時，曾謂凡各元素，皆成  $\text{I}_2\text{O}$ ,  $\text{R}_2\text{O}_2$ ,  $\text{R}_2\text{O}_3$ ,  $\text{R}_2\text{O}_4$ ,  $\text{R}_2\text{O}_5$ ,  $\text{R}_2\text{O}_6$ ,  $\text{R}_2\text{O}_7$ ,  $\text{R}_2\text{O}_8$  之階段式，而增加其 O。例如  $\text{N}_2\text{O}_6$  最先 N 與 O 化合成爲  $\text{N}_2\text{O}$ ，其次成爲  $\text{N}_2\text{O}_2$ ，更繼而爲  $\text{N}_2\text{O}_3$ ， $\text{N}_2\text{O}_4$ ， $\text{N}_2\text{O}_5$  等，並非 N 元素，一次能與 5 個 O 相結合也。根據完全同樣理由，竊思凡各氧化物，當生水化反應時，最先與 1 分子之  $\text{H}_2\text{O}$ ，其次與其 2 分子，再次與其 3 分子，其水化反應也，亦由階段而成，與階段的氧化反應相似，此種現象，亦應稱爲階段的水化反應也。例如  $\text{I}_2\text{O}_6$  當完成其水化反應時，最初與 1 分子之  $\text{H}_2\text{O}$ ，起水化反應，而成爲



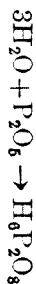
次又與 1 分子之  $\text{H}_2\text{O}$ ，起水化反應，而成爲



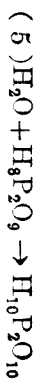
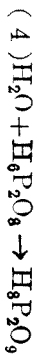
再次又與 1 分子之  $H_2O$  起水化反應，而成爲



並非最初即與 3  $H_2O$  而起如下之水化反應也

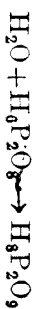


由此  $H_6P_2O_8$  再與  $H_2O$  起水化反應，則形成如下之酸：



根據以上五階段，舉行水化反應也。在階段的氧化反應時，乃由一階段、二階段、三階段等，階段愈進，則氧化亦愈難。水化反應，亦與此完全相同，依其階段之進行，而水化亦愈形困難矣。又所謂難於氧化，與難於水化云者，即易於分解，與易於脫水之謂也。氧化至於如何程度者，方爲安定，或不安定，乃依其時之狀態而決定。在水化方面，至於如何程度，始爲安定，或不安定者，亦須依其時之狀態如何，方能決定也。今仍引用  $H_{10}P_2O_{10}$  酸，而說明之。以水化反應之階段愈進，則反應亦愈難關係，故在前述之階段的水化反應式中，4 式比 5 式，或 3 式比 4 式，或 2 式比 3 式，或 1 式比 2 式之水化反

應，其進行較爲容易，至所生成之諸酸中，何者爲安定，雖由狀態之如何，方能決定，但其脫水之容易，可謂依  $H_{10}P_{20_{10}}$ ,  $H_8P_{20_9}$ ,  $H_6P_{20_8}$ ,  $H_4P_{20_7}$ ,  $H_2P_{20_6}$  之順序者也。此乃從某種低溫，至某種高溫間之連續的存在，溫度漸高，則變爲  $H_{10}P_{20_{10}} - H_2O = H_8P_{20_9}$ ，或變爲  $H_8P_{20_9} - H_2O = H_6P_{20_8}$ ，或再變爲  $H_6P_{20_8} - H_2O = H_4P_{20_7}$ ，或更變爲  $H_4P_{20_7} - H_2O = H_2P_{20_6}$ ，故以  $H_{10}P_{20_{10}}$  爲 P 之正酸，似無不可。然在普通狀態之下， $P_2O_6$  雖可由其階段的水化反應，即進而爲  $H_6P_{20_6}$ ，但如下列之水化反應：



或



之水化反應，則實難舉行，惟在某種限度低溫狀態之下，則爲可存在之酸也。竊按水化反應之階段，愈進則愈難，所謂水化至難者，縱能達其目的，即易被脫水，此正酸之所以難於生成也。根據上述說明，熟察次表，自能感覺其微妙之處矣。

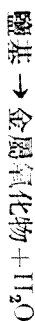


氧 化 物 名	正 鹽 基 及 酸	水 化 數	實 在 鹽 基 及 酸	脫 水 分 子 數
Na <sub>2</sub> O	Na <sub>2</sub> (OH) <sub>2</sub>	Na <sub>2</sub> O + H <sub>2</sub> O	Na(OH) <sub>2</sub>	—
Mg <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Mg <sub>2</sub> (OH) <sub>4</sub>	Mg <sub>2</sub> O <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	Mg <sub>2</sub> (OH) <sub>4</sub>	—
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Al <sub>2</sub> (OH) <sub>6</sub>	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> + 3H <sub>2</sub> O	Al(OH) <sub>3</sub>	—
Si <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	H <sub>4</sub> Si <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	4H <sub>2</sub> O + Si <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	xH <sub>2</sub> O + Si <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	—
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	H <sub>10</sub> P <sub>2</sub> O <sub>10</sub>	5H <sub>2</sub> O + 1/2O <sub>5</sub>	H <sub>6</sub> P <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	2H <sub>2</sub> O
S <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	H <sub>4</sub> S <sub>2</sub> O <sub>12</sub>	6H <sub>2</sub> O + S <sub>2</sub> O <sub>6</sub>	H <sub>4</sub> S <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	4H <sub>2</sub> O
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	H <sub>14</sub> Cl <sub>2</sub> O <sub>14</sub>	7H <sub>2</sub> O + Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	H <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	6H <sub>2</sub> O

細察上表，有全無脫水分子數物之存在，且表示此等氧化物之水化數愈多，雖得水化，亦即容易脫水也。例如 Na<sub>2</sub>(OH)<sub>2</sub>，若欲分解為 Na<sub>2</sub>O + H<sub>2</sub>O，則實為至難，而 Al<sub>2</sub>(OH)<sub>6</sub> 等，若稍加熱，則即可分解為 Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + 3H<sub>2</sub>O，此即表示水化數愈多，愈有容易脫水之傾向，對於階段的水化反應之說明，更顯然矣。

(三) 酸之中和度 在現今狀態，正鹽基雖得存在，正酸則大都不能實在，非金屬氧化物，當

其完成水化反應時，應與  $\text{H}_2\text{O}$  5 分子結合者，僅能與 1 分子之  $\text{H}_2\text{O}$  或  $3\text{H}_2\text{O}$  相結合，已如上述，又金屬氧化物，受水化反應，而生成鹽基時，其用於水化之  $\text{H}_2\text{O}$ ，乃為非金屬氧化物之資格。反之，非金屬氧化物，受水化反應，生成酸時， $\text{H}_2\text{O}$  則為金屬氧化物，亦如上述。至鹽基與酸之中和反應者，乃鹽基之主體金屬氧化物，與酸之主體非金屬氧化物，以  $\text{H}_2\text{O}$  為媒介，而舉行之化合也。此媒介之  $\text{H}_2\text{O}$  之所以時為非金屬氧化物，時為金屬氧化物者，即足表明， $\text{H}_2\text{O}$  為極顯著之兩性氧化物。至  $\text{H}_2\text{O}$  之所以為兩性氧化物者，亦即表示其主要元素 H，為兩性元素也。不特  $\text{H}_2\text{O}$  如此，凡此種氧化物，對於強金屬性質元素之氧化物，自身則為非金屬氧化物，而與之作用。反之，對於強非金屬性質元素之氧化物，自身則作金屬氧化物而作用。前已說明，無庸再贅者也。按前已屢述，鹽基與酸方面，有下列關係：

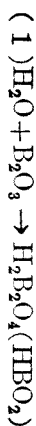


其中和反應，若以鹽基為主而言，金屬氧化物 +  $\text{H}_2\text{O}$  中之非金屬氧化物  $\text{H}_2\text{O}$ ，可視作被他種非金屬氧化物所置換，然在目前狀態，正鹽基雖能生成，而正酸則不能生成，故不能以鹽基為主，而

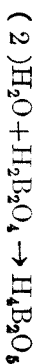
宜以酸爲中和反應之基本，而加以思索。又前已述及，正酸幾無存在，但由水化反應，所應需之 $H_2O$ 中，脫去相當分子 $H_2O$ 之酸，則有實在，故造成



上式，酸類所需金屬氧化物 $H_2O$ 中，主要元素H之總原子價，與其主體非金屬氧化物中，主要元素之總原子價，乃不相等，參照上列說明，諒能明瞭也。在中和反應時，此種矛盾，全無關係，與非金屬氧化物，應行水化反應之 $H_2O$ 分子中，其所具H之總原子價，與他種金屬氧化物中，主要元素之總原子價相等置換者也。例如非金屬氧化物 $B_2O_3$ ，受水化反應，可生成次列酸類，最先與 $H_2O$ 之1分子相水化反應，而生次酸：



再依其階段的水化反應，而變爲



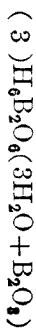
復與 $H_2O$ 作用，而成下酸：



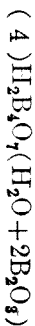
更有趣者，反之  $\text{H}_6\text{B}_2\text{O}_6$  逐次脫去 1 分子之水，則似宜變為  $\text{H}_6\text{B}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{H}_4\text{B}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$ ，再由  $\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$  之 2 分子而脫去 1 分子之水，而為



$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$  之酸，似亦有存在。又以同一之 B 為主要元素之酸，計有下列各酸：



是蓋皆由階段的水化反應，當然應生成之酸也。此外尚有



之酸，可以附加。又 1、2、4 等酸，余尙未見其取出者，惟其中似可視為  $\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$ ， $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$  等之鹽者，確實有之，故雖不能否定其存在，但如  $\text{H}_4\text{B}_2\text{O}_6$  等酸，則全為不可捉摸之酸也。然竊以為若遽將其捨棄，則未免過早，蓋在如此詳密類推之中，方得見化學之進步故也。此姑勿論，現先對於酸中與非

金屬氧化物相結合，而作金屬氧化物之  $H_2O$ ，其主要元素 H 之總原子價，與其他金屬氧化物主要元素之總原子價，等價置換之事實，進而加以說明，根據上記，吾人皆知  $H_2B_2O_4$  乃為  $B_2O_3$  與 1 分子之  $H_2O$ ，受水化反應而生成之酸，故 H 之總原子價，以 H 之原子價為 1，原子數為 2 關係，當為  $1 \times 2 = 2$ ，自不待言。又在金屬氧化物  $Na_2O$  中，金屬元素 Na 之原子價為 1，原子數為 2，當然 Na 之總原子價亦為 2，故  $H_2B_2O_4 \rightarrow H_2O + B_2O_3$  式中  $H_2O$  之 1 分子，與  $Na_2O$  置換而成之  $Na_2B_2O_4 (NaBO_2)$ ，乃中和反應，應生之結果也。至中和之際，應以  $Na_2O \rightarrow Na_2(OH)_2$  而與  $H_2B_2O_4$  相反應，自無須說明者也。又原子價為 2 之  $Mg$ ，假使其氧化物  $MgO$  起中和反應，則  $Mg$  因為 1 原子，故其總原子價為  $2 \times 1 = 2$ ，因之即可與  $H_2O$  置換，而生成  $MgB_2O_4 (Mg(BO_2)_2)$  之鹽。又假如與原子價為 3 之元素氧化物如  $Al_2O_3$  置換時，僅將  $H_2B_2O_4$  之分子數，與  $Al_2O_3$  中 Al 之總原子價，適宜配合即可。是時當不作酸看，而宜對於參與與此酸相當之水化反應所需之  $H_2O$ ，加以考察，較為簡單。按  $H_2O$  1 分子之 H 總原子價為 2，故與  $Al_2O_3$  中 Al 之總原子價 6，而求其最小公倍數即可，其答為 6，次以各總原子價相除，所得之商，即為中和反應所要之分子數

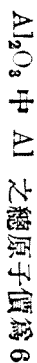
也。



$\text{Al}_2(\text{OH})_6$  爲由  $\text{Al}_2\text{O}_3$  之水化反應而生成之鹽基，當不待言。

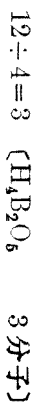


若以爲  $\text{Al}_2(\text{B}_2\text{O}_4)_3$  不易明白，改書爲  $\text{Al}(\text{BO}_2)_3$  亦可，在此種假定之下，應生成如此之鹽，想已理解矣。根據同樣原理，若以推定之  $\text{H}_4\text{B}_2\text{O}_6$  酸，各與原子價 1、2、3 之鹽基，舉行中和反應，則吾人皆知此酸爲  $\text{B}_2\text{O}_3$  與 2 分子之  $\text{H}_2\text{O}$  相水化反應而成，故此  $2\text{H}_2\text{O}$  之 H 總原子價爲  $1 \times 4 = 4$ 。茲依照前例，對於原子價爲 1 之元素氧化物，採用  $\text{Na}_2\text{O}$ ，原子價爲 2 之元素氧化物利用  $\text{MgO}$ ，同樣 3 價元素之氧化物，採擇  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ，惟決非僅限於此數種元素也。



今此處須特別注意者，即元素氧化物之通式爲  $\text{R}_2\text{O}$ ,  $\text{RO}$ ,  $\text{R}_2\text{O}_3$ ,  $\text{RO}_2$ ,  $\text{R}_2\text{O}_5$ ,  $\text{RO}_3$ ,  $\text{R}_2\text{O}_7$ ,  $\text{RO}_4$

人所共知，但以余思之，則應改為  $R_2O, R_2O_2, R_2O_3, R_2O_4, R_2O_5, R_2O_6, R_2O_7, R_2O_8$  者也。然依一般而論，如  $R_2O_2, R_2O_4, R_2O_6, R_2O_8$  等能以 2 除之者，即以 2 除之，而變為  $RO, RO_2, RO_4$ 。 $RO_4$  不能以 2 除盡之  $R_2O, R_2O_3, R_2O_5, R_2O_7$ ，則依然如故，其所以不一律用 2 除之者，蓋若均用 2 除之，則後者應作  $RO_3, RO_{1\frac{1}{2}}, RO_{2\frac{1}{2}}, RO_{3\frac{1}{2}}$  等式，困難殊多故也。即此而論，余主張其通式應為  $R_2O, R_2O_2, R_2O_3, R_2O_4, R_2O_5, R_2O_6, R_2O_7, R_2O_8$  也。然若如此，則恐由此而發生之鹽基與酸，甚至由中和反應而生成鹽類之分子式，必形複雜，而所書之鹽基、酸、鹽等物，有被視為別物之虞，故現仍一承舊貫也。此且不論，按  $H_4B_2O_6$  中之  $2H_2O$  與  $2Na_2O$  置換，當造成  $Na_4B_2O_6$  之鹽，若與 2 分子之  $MgO$  相置換，則變成  $Mg_2B_2O_6$ 。至與  $Al_2O_3$  相中和時，則應先求兩方總原子價之最小公倍數當為 12，再各以其總原子價除之，即依下列分子數：

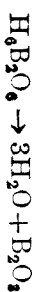


舉行中和反應而成  $2Al_2(B_2O_6)_3$ ，諒可明瞭。但在實際方面，則不知有此種鹽類，至於實在與否，此

爲另一問題，上述推理，此處可視爲例證之一也。次對  $\text{H}_6\text{B}_2\text{O}_6$  酸之同樣關係，加以考察，此酸爲  $\text{B}_2\text{O}_3$  與 3 分子之  $\text{H}_2\text{O}$  受水化反應而成，是以  $3\text{H}_2\text{O}$  中 H 之總原子價爲 6，現對此  $\text{H}_2\text{O}$  與  $\text{Na}_2\text{O}$ ， $\text{MgO}$ ， $\text{Al}_2\text{O}_3$  等，在如何比例互相置換之問題，加以檢討。此等金屬氧化物中主要元素之總原子價，皆與  $3\text{H}_2\text{O}$  之 H 之總原子價相等，而生中和反應，故只知若爲  $\text{Na}_2\text{O}$ ，則需  $3\text{Na}_2\text{O}$ ，若爲  $\text{MgO}$  亦需  $3\text{MgO}$ ，若爲  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ，則僅與 1 分子之  $\text{Al}_2\text{O}_3$  舉行中和即可，即

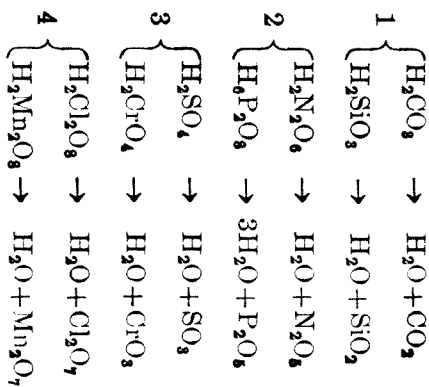


等是也。世俗雖謂  $\text{H}_6\text{B}_2\text{O}_6$  ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ) 中，



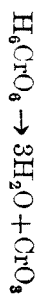
之  $3\text{H}_2\text{O}$  僅  $1\text{H}_2\text{O}$  可與  $\text{Na}_2\text{O}$  相置換也，若云根據容量分析，得此結果，則吾人對於指示藥方面，更須深加考慮方可，若再想及，探求微妙纖細之自然現象，而用如此粗雜不敏之五官判斷之，則當有所覺矣。然上記之鹽，在該種形態，實際並不存在者也。此外尚有種種之酸如下：



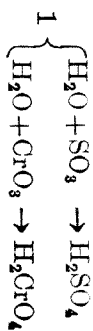


以上諸酸，如上式所示，除  $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$  外，均由其各自之非金屬氧化物，與 1 分子  $\text{H}_2\text{O}$  舉行水化反應而成。如此水化反應之  $\text{H}_2\text{O}$ ，可與原子價 1、2、3 等之金屬元素氧化物相置換，與前述 B 酸之說明相同，至其作金屬氧化物之  $\text{H}_2\text{O}$ ，如何再為更強之金屬氧化物所置換，諒無重述之必要。但對於  $\text{H}_2\text{C}_1\text{O}_4$  與  $\text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_8$  等酸，至今未有機會申述者，略一說明之。按 C 與 S 為同族 Mn 與 Cl

亦爲同族，是以關於S之酸，既知之事項，卽爲關於Cr之酸之所知之事項對於Cr之酸所理解者，卽完全對於Mn酸之理解，似無再行說明之必要。但爲謹慎起見，茲特補充說明之。S之正酸既爲H<sub>6</sub>SO<sub>6</sub>，同樣Cr之正酸，亦當爲H<sub>6</sub>CrO<sub>6</sub>，下式所示：



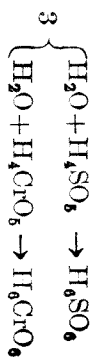
SO<sub>3</sub>，CrO<sub>3</sub>等非金属氧化物，皆與3分子之H<sub>2</sub>O，而完成其水化反應，前已屢述，此等非金属氧化物，並非一次卽與3分子之H<sub>2</sub>O，舉行水化反應，皆由階段的水化反應，而生



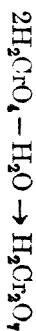
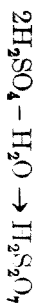
上物，次再水化而生



上列之酸，而此復行水化，而生



上列酸類，如此假想，當無不可也。但在現今狀態下真正實在之酸恐係由3式之諸酸中脫去1分子之  $\text{H}_2\text{O}$  化爲2式之酸再脫去1分子之  $\text{H}_2\text{O}$  而成1式之酸也。最有趣味者， $\text{H}_2\text{SO}_4$ 、 $\text{H}_2\text{CrO}_4$  等，再行脫水，變爲裸體之  $\text{SO}_3\text{CrO}_3$  之前，從其2分子中，脫去1分子之  $\text{H}_2\text{O}$  而成次列之酸：



此等皆可視爲由  $2\text{SO}_3$ 、 $2\text{CrO}_3$  與1分子之  $\text{H}_2\text{O}$  相水化而成者也。此應視爲金屬氧化物之  $\text{H}_2\text{O}$  均可與原子價1、2、3之金屬元素氧化物相置換，自不待言。此酸之主體  $\text{CrO}_3$  乃爲殊易分解而成



前曾屢言， $\text{R}_2\text{O}_6$  常除  $\text{O}$  而作  $\text{RO}_3$ ，本擬不作如此無意義之摹仿，而寫作  $\text{R}_2\text{O}_6$ 。然以此爲基礎而造成之鹽基、酸以至鹽之分子式係數，大形過於複雜，且若捨其從來之分子式，實有難於理解之處，

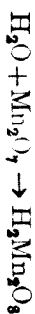
不得已而仍採用  $\text{RO}_3$ 。但此處寫作  $\text{CrO}_3$  者，實宜寫作  $\text{Cr}_2\text{O}_6$ 。此中情由，實宜充分意會者也。前曾已言， $\text{H}_2\text{CrO}_4$  酸最初分解如次：



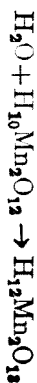
然後  $\text{CrO}_3$  即  $\text{Cr}_2\text{O}_6$  變成  $\text{Cr}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_5$ ，繼復  $\text{Cr}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$ ，無論氧化反應，或水化反應，皆由階段的變化而生成，此為應注意之事實，必須知之。此樣變化，人皆視為酸之性質者，實乃酸之主體，非金屬氧化物之性質，此前已力說多次矣。其次就與  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  類似之  $\text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_7$  酸而論之，此酸諸君皆知乃由非金屬氧化物  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ，與 1 分子之  $\text{H}_2\text{O}$  相水化反應而形成者也。其變化之方式如下：



如此寫法，若為難懂以 2 除之，變為  $\text{HMnO}_4$ ，亦可。此酸之正酸，應為  $\text{H}_4\text{Mn}_2\text{O}_7$ ，即  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ，應與 7 分子之  $\text{H}_2\text{O}$ ，相水化反應而成，即先依階段的水化反應，而



成上酸再繼續水化反應，而生



等酸，最後似應生



上列正酸，惟以連續次第脫水關係，最後僅存 1 分子之  $\text{H}_2\text{O}$  而成  $\text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_8$ ，聊作餘詔而已。此酸之主體  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ，其性質頗奇，最易分解，儘量放出其  $\text{O}$ ，成如次式  $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_2$ ，故  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  之分解結果式為  $\text{Mn}_2\text{O}_2 + 5\text{O}$ 。若寫作  $\text{Mn}_2\text{O}_2$  不甚合意，則寫為  $2\text{MnO}$  亦無不可。要之在此種之高級氧化物，舉行其階段的分解反應之前，必先變化如下：

$$\text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_8 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Mn}_2\text{O}_7$$

是不應忽視者也。此外尚有種種之酸存在，但無論如何，僅對其主體之非金屬氧化物，與幾分子之

$H_2O$  相水化反應，加以注意即可。按與金屬氧化物，舉行水化反應之  $H_2O$ ，及與非金屬氧化物，起水化反應之  $H_2O$ ，雖同爲一  $H_2O$ ，但前者爲非金屬氧化物性質之  $H_2O$ ，後者乃金屬氧化物性質之  $H_2O$ ，一如屢述。是蓋  $H_2O$ ，乃一最顯著之兩性氧化物故也。離週期律表之左右上下，而位於中部之元素，皆爲含有某種程度之金屬的性質，與非金屬的性質之元素，故稱爲兩性元素。當然此等元素，因氧化反應而生成之氧化物，亦爲兩性氧化物，自不待言。對於比自身較強之金屬性質元素之氧化物，則其自身變成金屬氧化物，此乃兩性氧化物之特徵，正與神話所云，自謂走獸或鳥之蝙蝠相等，乃一麻煩難明之物也。在化學社會中，亦有如此討厭物質，若一一數出，則不一而足，此處僅述其最著者而已。茲從有存在嫌疑之第 2 族副屬中，覓出  $Nb$  以證之，按前已述及， $Nb$  比位於此處之主屬元素，其金屬性質殊爲衰弱，而其氧化物  $ZnO$ ，因水化反應，這成下列之鹽基：

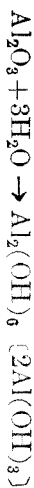


此時之  $ZnO$ ，實爲金屬氧化物。惟此鹽基，若作鹽基而論，則實至微弱，余視鹽基爲化學界之男性，

酸爲女性，故若從此種見地而言， $Zn(OH)_2$  顯爲男性，然實乃一勇氣全無之男性也。假使遇見如  $Na_2(OH)_2$  或  $K_2(OH)_2$  之強鹽基，則恐怖萬分，完全裝爲女性，即變成爲酸矣。此種行爲，雖覺可憎，然其哀求根性，亦大可當形憐也。成  $Zn(OH)_2$  時， $ZnO$  雖爲金屬氧化物，但當造酸之時，依向來之習慣，則爲如次：



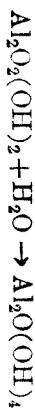
顯易令人想作非金屬氧化物，而此酸殆即應視爲正酸之鋅酸也。但是對於比自身較強之酸，則徹底作  $Zn(OH)_2$  而保持男性之威嚴，實亦笑事也。同樣，就第 3 族元素之  $Al$  而論之，亦莫不如此。由外觀言之， $Al$  爲金屬元素，而其氧化物  $Al_2O_3$ ，則舉行次列之水化反應，而成鹽基：



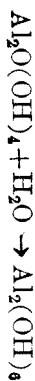
此種金屬氧化物，當起水化反應時，亦由階段的進行其水化反應，即最初  $Al_2O_3$  與 1 分子之  $H_2O$  相水化反應，變爲



次復變爲



繼更變爲



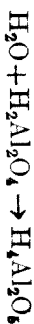
但此鹽基，亦如  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ，對於比自身較強之鹽基，則即面頰而變爲酸，故此時之  $\text{Al}_2\text{O}_3$  視爲非金屬氧化物，受水化反應，而造成如次之酸可也。



上式亦並非一次即與  $3\text{H}_2\text{O}$  起水化反應，乃亦由階段的而化合，即吾人不可不視爲最先非金屬氧化物之  $\text{Al}_2\text{O}_3$  與 1 分子之  $\text{H}_2\text{O}$  起水化反應，變爲



次變爲





再變爲



此種事實，易被矇混，稍不注意，即受意外之愚弄矣。凡此情形，即在第4族副屬元素之 Sn Pb 方面亦莫不然，茲擬深加探究理會之。按吾人皆知，SnO 或 PbO 受水化反應，



而成上列鹽基，惟對於強鹽基，則皆有裝成酸之性質，一若生成次式所示之酸類者然：



是殆可稱爲亞錫酸、亞鉛酸之物也。同樣事實，在第5族之副屬元素方面，亦莫不然。例如  $\text{As}_2\text{O}_3$ ， $\text{Sb}_2\text{O}_3$  等，受水化反應，

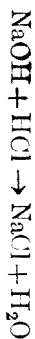


而生上列鹽基，如此種寫法，不易明白，則除之而作  $\text{As}(\text{OH})_3$   $\text{Sb}(\text{OH})_3$  亦可。但對於較己更強之鹽基，如  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  及  $\text{K}_2(\text{OH})_2$  等物，則即女裝，化而成酸，當是時其水化反應，恰如下式：



諒無需更加說明之必要。惟當生成此等鹽基或酸時，實依階段的水化反應而成，是不可須臾或忘者也。綜觀上述酸類，其所稱為兩性氧化物者，此時若視作非金屬氧化物，而熟察與幾分子之 $\text{H}_2\text{O}$ 舉行水化反應，則此等酸之中和度即可知矣。又此 $\text{H}_2\text{O}$ 之H之總原子價，與其他金屬元素之總原子價相等代入，已如前述。惟錫之氧化物，除 $\text{SnO}$ 外，尚有 $\text{SnO}_2$ ，而鉛方面，亦有 $\text{PbO}$ 與 $\text{PbO}_2$ 二物，是宜嚴加注意者也。按 $\text{SnO}$ 中Sn之原子價為2， $\text{SnO}_2$ 中Sn之原子價為4，而原子價1、2、3之物，顯可視作金屬元素，4者可視作金屬元素，亦可視作非金屬元素，至5、6、7等，則為非金屬元素。是以 $\text{SnO}_2$ 以至 $\text{PbO}_2$ 等物，既可視為金屬氧化物，亦可視為非金屬氧化物，至其兩性度，究以何者為多，則 $\text{SnO}_2$ 與 $\text{PbO}_2$ 較之 $\text{SnO}$ ， $\text{PbO}$ 等物，其酸性度為大，自不待言。同樣情形，對於 $\text{As}_2\text{O}_3$ ，則有 $\text{As}_2\text{O}_5$ ，對於 $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ，則有 $\text{Sb}_2\text{O}_5$ ，其原子價前者為3，後者為5，是以後者顯為酸類，可想而知。又若從縱列上位下位之微妙關係而言， $\text{PbO}_2$ 較之 $\text{SnO}_2$ ，其酸性度為大，又 $\text{As}_2\text{O}_5$ 比 $\text{Sb}_2\text{O}_5$ ，其酸性度亦為大，蓋愈向上位，則其非金屬性質愈增，愈降下位，則其非金屬性質漸減，而金

屬性質反形增加故也。次吾儕對於不含氧酸之中和反應，略加討論，是蓋亦一愈加思索，愈覺饒興之問題也。竊信以爲此等酸類，推原其故，實係非金屬氧化物，經水化反應，所生成，其將分子式中全部之O盡行消失而生者，卽爲各種之不含氧酸也。是以  $H_2Cl_2$ 、 $H_2S_2$  等物，其全體與非金屬氧化物，同樣處理，毫無妨礙。按從來以爲  $Na_2(OH)_2$  鹽基，與  $H_2Cl_2$  舉行中和反應而生  $Na_2Cl_2$ ，恐諸君亦都書作



首肯而無疑者也。余據種種事實，加以思索，竊思吾儕雖視  $NaCl$  爲食鹽，但實際上食鹽之化學式，並非如此，而乃  $(Na_2O + H_2Cl_2)$  也。又寫作  $KBr$  者，爲  $(K_2O + H_2Br_2)$  其爲  $KI$  者，實宜作  $(K_2O + H_2I_2)$  者也。同樣  $H_2S$  酸鹽之  $FeS$ ，竊信以爲其實化學式，亦非  $FeS$ ，而乃  $(FeO + H_2S)$  也。或以爲分析的結果如此，對於鄙見有所疑慮，殊不知吾人信賴之分析化學之真相，須回首檢討，而對於H與O等如何算出，亦有深加反省之必要也。經此一番檢討反省，恐諸君亦不再主張呼作  $Na_2Cl_2$  化合物中，不含O之語，余亦依此，可無再加說明之必要，蓋如此大誤，而被嚴格之化學家

輕輕放過，竊恐無此事也。此處雖僅對  $\text{HCl}$  加以說明，凡不含氧酸，莫不如此，實宜注意者也。最後在余思索範圍之內，竊擬斷言，凡呼作鹽者，皆由三種以上元素化合而成，其由二種元素化合者，謂之化物，與此相當者，僅氧化物而已，是亦宜併加注意者也。

## 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 111 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。 $\text{Cu}$  之原子價有 1、2 二種，卽表示其氧化物，僅有  $\text{Cu}_2\text{O}$ ， $\text{CuO}$  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：



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  $Na_2(OH)_2$  鹽基，則先盡量減去  $H_2O$  分子，今如減去  $H_2O$  1 分子，則差為  $Na_2O$ ，無  $H_2O$  分子可減，此  $Na_2O$  者實吾人待望鹽基之主體也。又對於  $Ca(OH)_2$  鹽基方面，亦同樣舉行  $H_2O$  之減法，茲先減去  $H_2O$ ，則差為  $CaO$ ，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  $H_2O$  1 分子時，則為  $Al_2O(OH)_4$ ，再除去  $H_2O$  1 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  $\text{H}_2\text{ClO}_6$  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，各有自來，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  $\text{Ag}_2\text{O}$  代替  $\text{H}_2\text{O}$ ，則成  $(\text{Ag}_2\text{O} + \text{CO}_2)$ ，而被作  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ ，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  $\text{SrO}$ ，則成  $(\text{SrO} + \text{CO}_2)$ ，換言之，即生  $\text{SrCO}_3$ 。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       $1 \times 2 = 2$

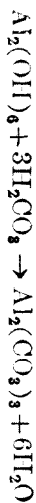
$\text{Al}_2\text{O}_3$     主要元素 Al 之總原子價       $3 \times 2 = 6$

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 H 之總原子價，相等組合，可謂實屬必要，此中原委，不言可論，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：



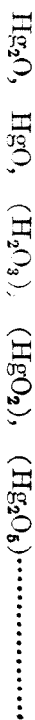


此等之酸，實僅其一例而已，根據此種說明，諸君對於利用酸類之因數分解，尋覓此種酸類之主體，諒必易如反掌矣。茲依上表順序，對於此等酸之鹽類之因數分解，復稍熟習之。開宗第一，先從矽酸鹽開始，依大體而論，週期律之族之番號，即表各該族元素之原子價。是以  $\text{N}_3$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Ag}$  等，皆視爲 1 價元素，在事實上，亦以一般式  $\text{R}_2\text{O}$  爲依歸，而成  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{Ag}_2\text{O}$  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  $\text{Mg}$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{Sr}$ ,  $\text{Ba}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Cd}$ ,  $\text{Hg}$  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  $MgO$ ,  $CaO$ ,  $SiO$ ,  $BaO$ ,  $ZnO$ ,  $CdO$ ,  $HgO$  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。 $B, Al$  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，此其原子價之所以為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。曩曾述及原子價1、2、3者，得視為金屬性元素，此種金屬元素之氧化物如何得與酸中之

(酸  $\rightarrow$   $H_2O$  + 非金屬氧化物)

較為弱金屬性氧化物之  $H_2O$ ，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，實較任何事項為要，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，具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

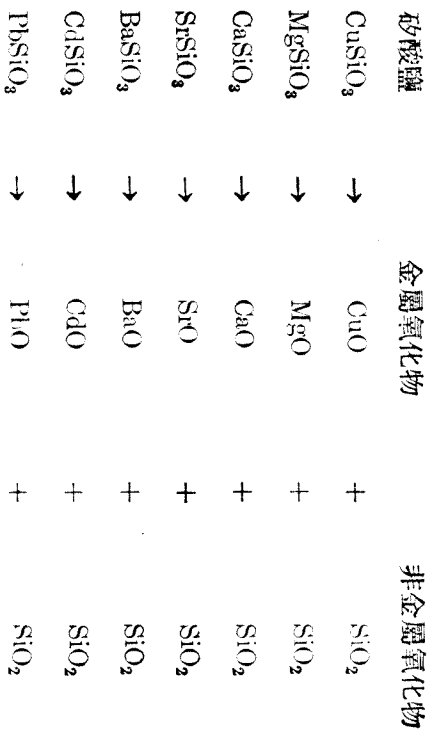


時， $\text{R}_2\text{O}$  之金屬氧化物，與此  $\text{H}_2\text{O}$  相置換之義，換言之，即與  $\text{SiO}_2$  相結合之意也。

### 【因數分解】

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

次將原子價 2 之金屬元素之矽酸鹽，試行分解，

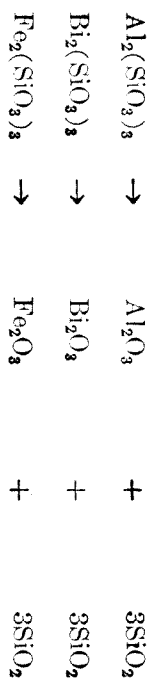


茲更進而論及 3 價金屬元素之矽酸鹽，諸君對此，諒早容易，而無障礙，惟在完全熟練之前，事雖煩雜，特再舉例說明之。

【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，不待言諭。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，

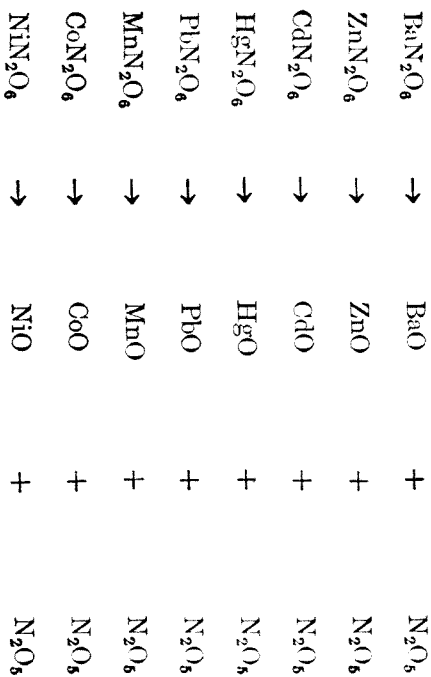
【因數分解】

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

對於2價元素之硝酸鹽，則

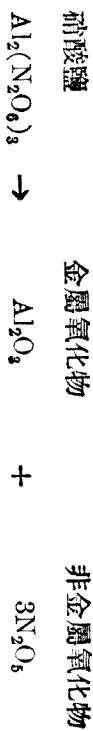
【因數分解】

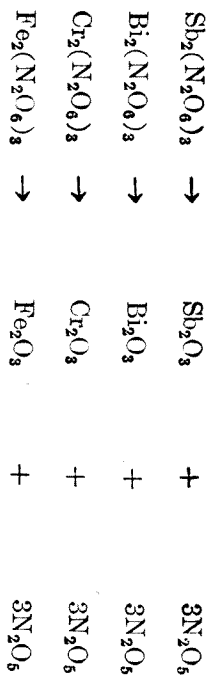
硝酸鹽	金屬氧化物	非金屬氧化物
$\text{MgN}_2\text{O}_5$	$\rightarrow$ $\text{MgO}$	$+$ $\text{N}_2\text{O}_5$
$\text{CaN}_2\text{O}_5$	$\rightarrow$ $\text{CaO}$	$+$ $\text{N}_2\text{O}_5$
$\text{SiN}_2\text{O}_5$	$\rightarrow$ $\text{SiO}$	$+$ $\text{N}_2\text{O}_5$



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：

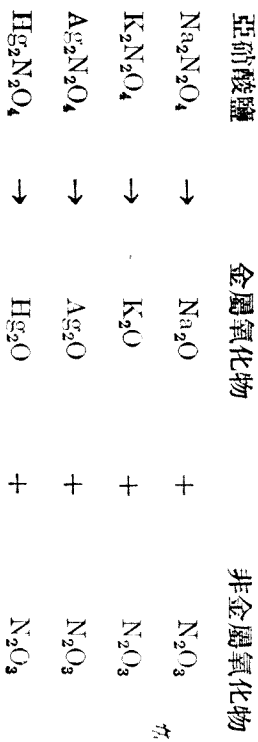
【因數分解】





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】



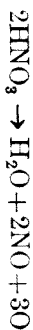
次復對於 2 價元素之亞硝酸鹽，一論及之。

## 【因數分解】

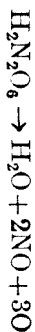
亞硝酸鹽		金屬氧化物		非金屬氧化物
$\text{CaN}_2\text{O}_4$	→	$\text{CaO}$	+	$\text{N}_2\text{O}_3$
$\text{SrN}_2\text{O}_4$	→	$\text{SrO}$	+	$\text{N}_2\text{O}_3$
$\text{BaN}_2\text{O}_4$	→	$\text{BaO}$	+	$\text{N}_2\text{O}_3$
$\text{ZnN}_2\text{O}_4$	→	$\text{ZnO}$	+	$\text{N}_2\text{O}_3$
$\text{CdN}_2\text{O}_4$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

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

寫作  $MgN_2O_6$  者，普通對於  $Mg$ ，雖無變化， $N_2O_6$  則改作  $(NO_3)_2$ ，全體寫作  $Mg(NO_3)_2$ ，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。試反躬深察，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：

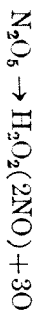


並非  $N_2O_6$  之非金屬氧化物之 1 分子，經水化反應，而生 2 分之  $HNO_3$ ，實僅生 1 分子之  $H_2N_2O_6$  而已。 $H, N, O$  三元素化合之重量比例，不拘為  $HNO_3$ ，或為  $H_2N_2O_6$ ，固未稍變，惟在化學反應論

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  $N_2O_6$ ，顯而易見，硝酸之所以具氧化作用者，以此氧化物，順次成  $N_2O_6 \rightarrow N_2O_4 \rightarrow N_2O_3 \rightarrow N_2O_2$ ，每次皆放出 1 原子之 O，而呈氧化作用故也。現若縮而為

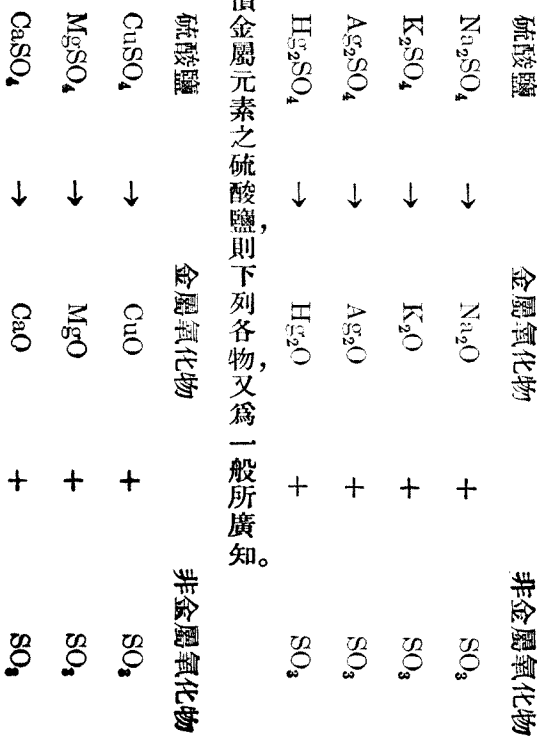


則依硝酸分子式，視為  $H_2N_2O_6$  關係，於不知不覺間，不亦恍然大悟乎。惟余雖如此深信而不疑，諸君對此，斷不可輕易妄信，實有一考之必要。按此種事實，在亞硝酸方面，亦完全相同，宜作  $N_2N_2O_4$  之處，則作除 2 所得之  $N_2NO_2$ ，應作  $CaN_2O_4$  之處，則對於 Ca，雖無變化，不作  $N_2O_4$ ，而為  $(NO_2)_2$ ，致全體結成  $Ca(NO_2)_2$ ，已如前述，充分理解可也。

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。

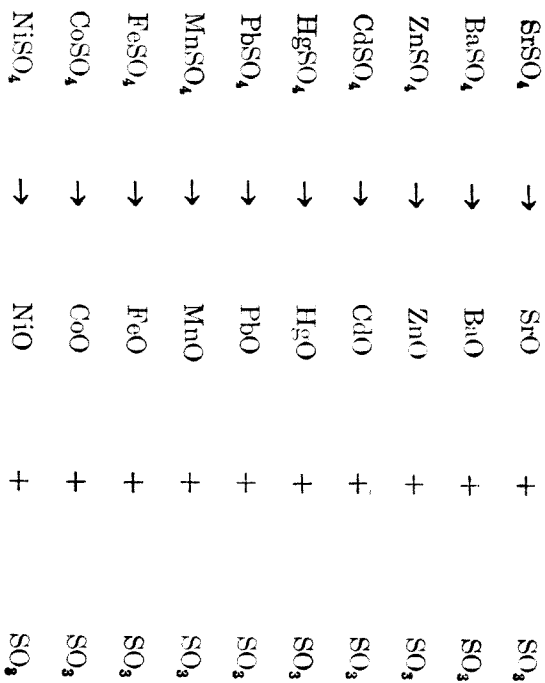
在1價金屬元素之硫酸鹽方面，則有

【因數分解】



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。





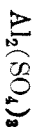
依據同樣方法，對於原子價 3 之金屬元素之硫酸鹽，則

【因數分解】

硫酸鹽

金屬氧化物

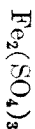
非金屬氧化物



→



+



→



+



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，普通為

## 【因數分解】

亞硫酸鹽

金屬氧化物

非金屬氧化物



→



+



→



+



→



+



→



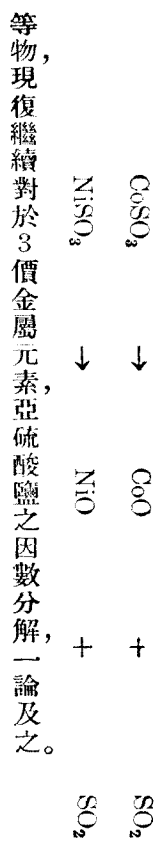
+



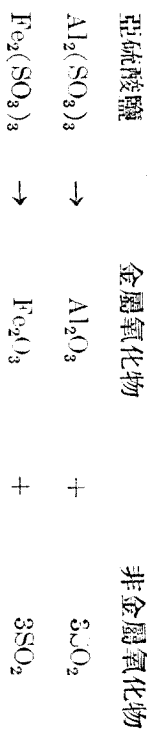
等物，至於原子價2之金屬元素之鹽，則有

## 【因數分解】

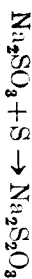
亞硫酸鹽	金屬氧化物	非金屬氧化物
$MgSO_3$	$MgO$	$SO_2$
$CaSO_3$	$CaO$	$SO_2$
$SrSO_3$	$SrO$	$SO_2$
$BaSO_3$	$BaO$	$SO_2$
$ZnSO_3$	$ZnO$	$SO_2$
$CdSO_3$	$CdO$	$SO_2$
$HgSO_3$	$HgO$	$SO_2$
$PbSO_3$	$PbO$	$SO_2$
$MnSO_3$	$MnO$	$SO_2$
$FeSO_3$	$FeO$	$SO_2$



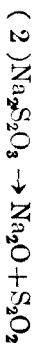
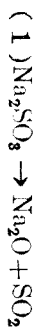
## 【因數分解】



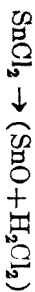
依據上述各種說明，對於各種鹽類之因數分解，諒多少已能理解，惟爲徹底了解起見，再占數頁，不爲稍惜，更可見因數分解之重要矣。蓋凡百氧化物之知識，及余（原著者）所主張之氧化物相互反應說，無因數分解，實不能理解故也。關於含硫之酸，上述諸酸，乃極普通之酸，此外吾等之所知者，恐爲  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  酸，此酸之鈉鹽，凡長於照相者，類能知之。若云  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  鹽，則未有不知者也。此鹽於目前行因數分解之  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  溶液中，將S溶解，即可製造。茲對於



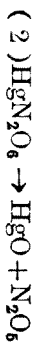
變化，試一思索之。在開始思索之前，兩者之因數分解，實屬必要。



其變化部分，乃係非金屬化合物，顯而易見，即變成  $\text{SO}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{O}_2$ ， $\text{SO}_2$  適與氧化物一般式  $\text{RO}_2$  相當，雖可寫作  $\text{RO}_2$ ，茲為容易理解起見，寫為  $\text{R}_2\text{O}_4$ ，是以可謂成  $\text{S}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{S}_2\text{O}_2$  變化。又  $\text{Hg}_2\text{N}_2\text{O}_6$  或  $\text{SnCl}_2$  容易變成  $\text{HgN}_2\text{O}_6$  或  $\text{SnCl}_4$ ，是以為防止此等變化起見，常投以金屬  $\text{Hg}$  或  $\text{Sn}$  等物。惟此處之所宜注意者，一般雖作  $\text{SnCl}_2$  或  $\text{SnCl}_4$ ，余（原著者）實不能理解，是以余自身寫作

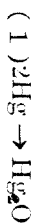


現將此等二物，舉行因數分解，而求其變化部分，則成下列



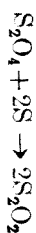
變化，其為金屬氧化物之變化，昭然可知矣。是以上述變化，即  $\text{Hg}_2\text{O} \rightarrow \text{HgO}$  之反應也。又在後例方

面，則依據上式，諒成  $\text{SnO} \rightarrow \text{Sn}_2\text{O}_2$  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：

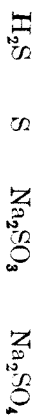


此  $\text{O}$  實從  $\text{Hg}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{O} + \text{O}$  而得，依據此種理由， $\text{Hg}_2\text{N}_2\text{O}_6$  之溶液中，投以金屬  $\text{Hg}$ ，則足防其氧化作用。根據同樣理由， $2\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}_2\text{O}$ ，更進而為  $\text{Sn}_2\text{O} + \text{O} \rightarrow \text{Sn}_2\text{O}_2$ ，其  $\text{O}$  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  $\text{Sn}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Sn}_2\text{O}_2 + 2\text{O}$ ，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，其所以諱

譎不置者，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



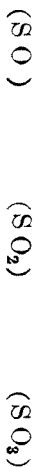
之變化，與曩述之  $\text{HS}_2$  及  $\text{Sn}$  氧化物，初無一致，經  $\text{S}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{S}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{O}_2$  變化，放出  $\text{SO}_2$ ， $\text{S}$  受此而成  $2\text{S} \rightarrow \text{S}_2\text{O} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_2$  之變化，可以想見。是以  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  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， $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  自身雖無從目視，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，



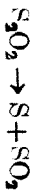
得知其爲  $\text{S}_2\text{O}_2$  而  $\text{S}$  則能形成下列氧化物：



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， $\text{H}_2\text{SO}_4$  爲還元劑，此酸之所以能呈還元性者，以其主體之  $\text{SO}_2$  含有此種性質故也。 $\text{SO}_2$  既具還元性，則  $\text{S}_2\text{O}_2$  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  $\text{S}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{O} \rightarrow 2\text{S}$  變化中，所生  $2\text{O}$  依同類  $\text{S}_2\text{O}_2$  之還元性，形成  $\text{S}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{S}_2\text{O}_4$  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， $H_2S_2O_3$  酸當如下列分解，可以想見。

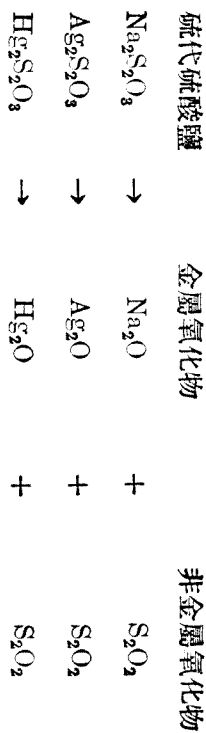


在事實方面，亦完全如此，此酸之所以不易取出者，蓋如上式破壞分解故也。在余（原著者）之思索及實驗範圍之內，雖不能徹底明瞭說明， $H_2O$  上如遇易起化學變化之 S，復有其他需 O 之物存在時，則似有  $H_2O + S \rightarrow H_2S + O$  之反應存在。惟  $H_2S$  並非從始即成，已如上述，殆先生 S 之不安定含氧酸，再分解



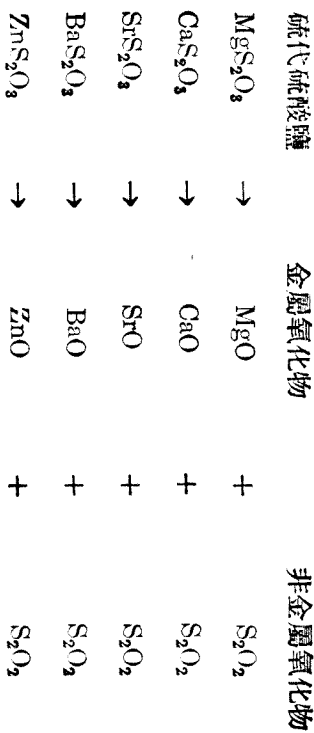
而生  $H_2S + O$  者也。此種思想方法，實屬至要，對於各種化學反應之理解上，屢可適用。總而言之，欲求徹底理解，需更進一步之思想與實驗，有待於賢明如君等之援助者，正復不少也。此外若再與  $SO_2 + 2H_2S \rightarrow 2H_2O + 3S$  之事實相參照，則熱  $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$  時，生成  $H_2S$ , S,  $Na_2SO_4$  等物，可想而知矣。關係此酸之說明，業已充分，對於此酸之 1 價金屬元素鹽類，試行因數分解，

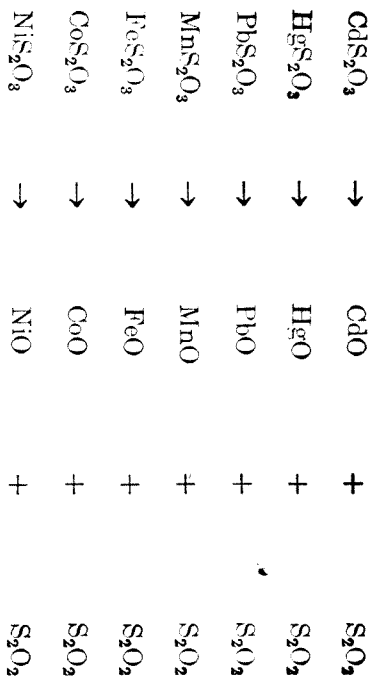
### 【因數分解】



次對於2價金屬元素之硫代硫酸鹽，舉行分解，則成

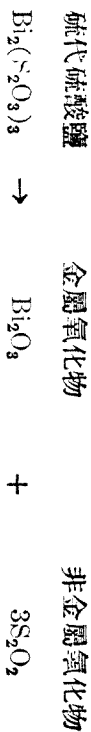
【因數分解】





茲繼續對於3價金屬元素之鹽類，一論及之。

【因數分解】

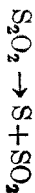


次將前例所生之  $Ag_2S_2O_3$  或  $PbS_2O_3$  等之難溶性物質加熱，則先生  $Ag_2S$ ， $PbS$  等硫化物沈澱，

同時復生  $H_2SO_4$ ，此種反應，應作如何解釋耶。依據余（原著者）之學說，人所寫作  $Ag_2S_2O_3$  者，寫作  $(Ag_2O + H_2S)$ ， $PbS$  則作  $(PbO + H_2S)$ ，然後舉行因數分解，而成



等物，曩曾說明，

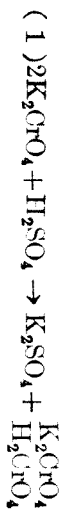


之反應， $S$  與  $H_2O$  相作用而成  $H_2S$  與  $O$ ，亦經理解。由因數分解而得之金屬氧化物，與此  $H_2S$  作用，而成上說之硫化物，（即  $Ag_2S$ ， $PbS$ ）至於  $SO_2$ ，則受  $O$  影響，氧化而成  $SO_3$ ，再以水化反應，而成  $H_2SO_4$ ，諒不難察知也。現在吾儕對於  $H_2CrO_4$  酸之鹽，復進而一論之。若將此酸因數分解，則知其為

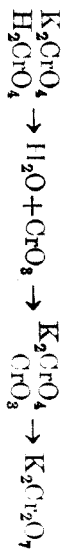


之反應，茲為關於此種類似酸之各種性質，徹底理解起見，對於從此酸之鹽  $K_2CrO_4$  生成  $CrO_3$

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，卽以濃  $H_2SO_4$  之脫水作用，

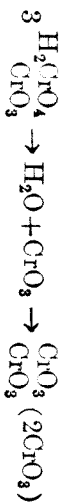


而生  $K_2Cr_2O_7$ ，再與  $H_2SO_4$  作用而成



反應，若縮而知之，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

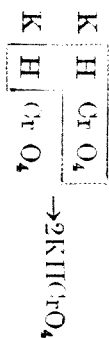
下式：



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：



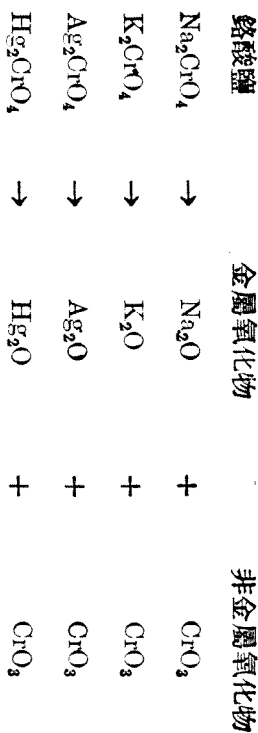
若欲表示其爲氣體，則作  $4\text{CrO}_3$  分解而生  $3\text{O}_2$  即可矣。又前曾屢述  $\text{CrO}_3$  之主要元素  $\text{Cr}$  爲非金屬元素， $\text{Cr}_2\text{O}_3$  中之主要元素  $\text{Cr}$  爲金屬元素，實足注意者也。又  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  爲諸君所習知之藥品，加以適量之酸，則成  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ，關於此物，後擬詳述，若將此物溶於水中，則恐已非  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$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

$H_2CrO_4$  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

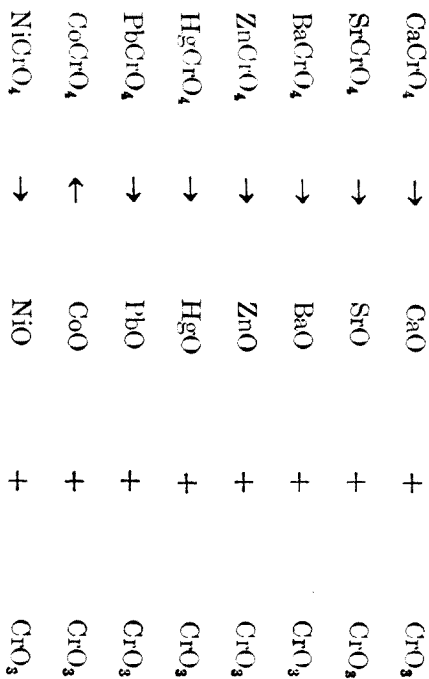
【因數分解】



等物。在 2 價金屬元素之鉻酸鹽方面，則有

【因數分解】

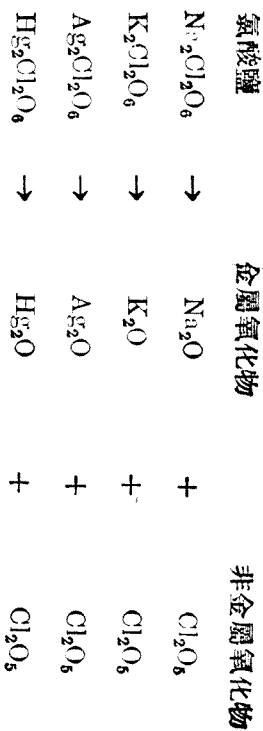




等物。依據同樣方法，3價金屬元素之鉻酸鹽，則  $\text{Fe}_2(\text{CrO}_4)_3$  爲其適例，此物依因數分解，而成  $\text{Fe}_2(\text{CrO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CrO}_3$  不待言喻。次對於  $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_8(\text{H}_2\text{ClO}_4)$ ， $\text{H}_2\text{ClO}_6(\text{HClO}_3)$ ， $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$  ( $\text{HClO}$ ) 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，

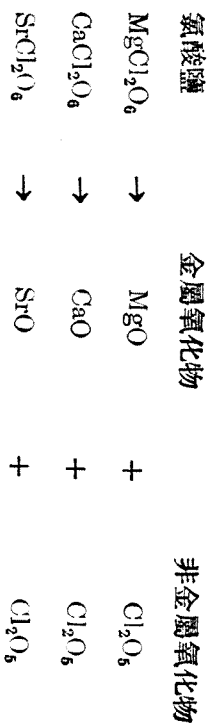


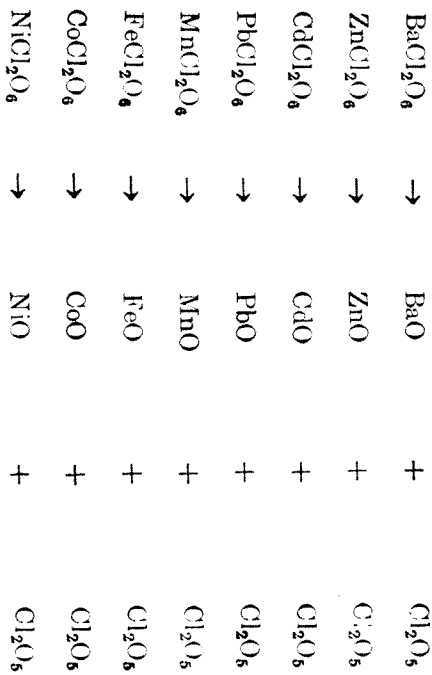
【因數分解】



在 2 價金屬元素之氯酸鹽方面，則成

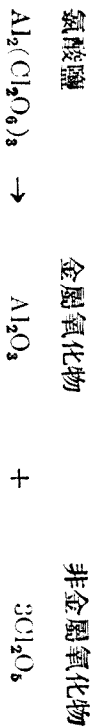
【因數分解】





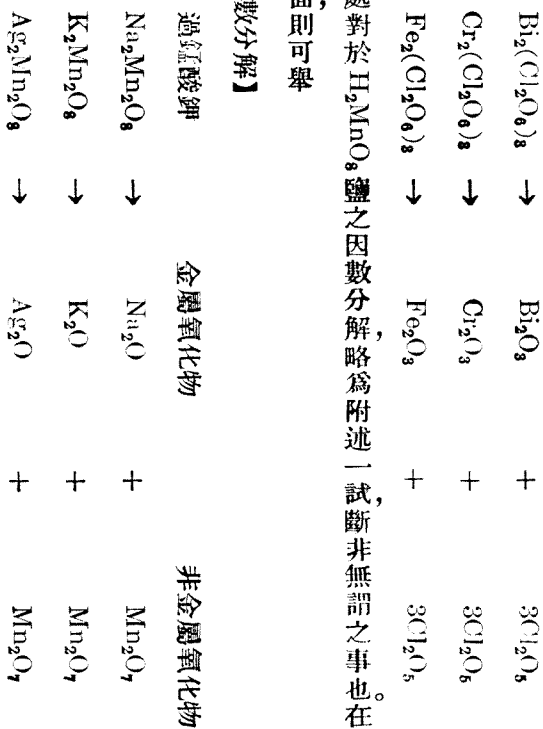
等物，同樣理由，在原子價 3 之金屬元素之氯酸鹽方面，則有

【因數分解】



等物，又於此處對於  $H_2MnO_6$  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】



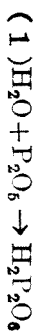
等物，至於 2 價金屬元素之過錳酸鹽方面，則有下列種種：

【因數分解】

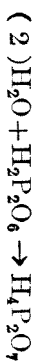
過錳酸鹽	金屬氧化物	非金屬氧化物
$\text{CuMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ CuO	+ $\text{Mn}_2\text{O}_7$
$\text{MgMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ MgO	+ $\text{Mn}_2\text{O}_7$
$\text{CaMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ CaO	+ $\text{Mn}_2\text{O}_7$
$\text{SrMn}_2\text{O}_8$	$\rightarrow$ SrO	+ $\text{Mn}_2\text{O}_7$
$\text{BaMn}_2\text{O}_8$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

又3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  $\text{H}_2\text{O}$  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  $\text{P}_2\text{O}_5$  舉行階段的水化反應，先與 1 分子  $\text{H}_2\text{O}$  相反應，而成



如更與 1 分子  $\text{H}_2\text{O}$  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：



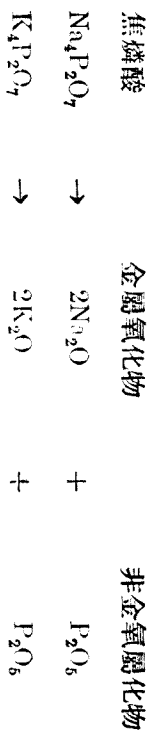
是以  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  酸者，乃非金屬氧化物  $\text{P}_2\text{O}_5$  與  $2\text{H}_2\text{O}$  相水化反應而成之酸也。所謂此酸之鹽之生成者無他，乃以與  $2\text{H}_2\text{O}$  相當之金屬氧化物，將水置換之結果也。如用 1 價金屬元素之氧化物  $\text{R}_2\text{O}$  置換，則需  $2\text{R}_2\text{O}$ 。若用 2 價金屬元素之氧化物  $\text{R}_2\text{O}_2$  ( $\text{RO}$ ) 置換，則亦需  $2\text{RO}$  與 1 價時同，若與 3 價金屬元素之氧化物  $\text{R}_2\text{O}_3$  相置換，則宜先求

$2\text{H}_2\text{O}$  之總原子價…………… 4

$\text{R}_2\text{O}_3$  之 R 之總原子價…………… 6

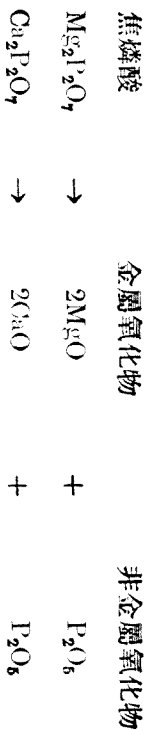
二數之最小公倍數，將所得  $12$  除以各個之總原子價，則相互之分子數可知。此種事理，似無再加詳述之必要，惟余（原著者）對於  $H_4P_2O_7$  中之  $2H_2O$  為  $P_2O_5$  置代之化合物之存在，未之知也。茲先從 1 價金屬元素之  $H_4P_2O_7$  之鹽之因數分解開始，此酸名焦磷酸，

## 【因數分解】



在 2 價之金屬元素之鹽方面，則有

## 【因數分解】



$\text{Sr}_2\text{P}_2\text{O}_7 \rightarrow 2\text{SrO} + \text{P}_2\text{O}_5$   
 $\text{Ba}_2\text{P}_2\text{O}_7 \rightarrow 2\text{BaO} + \text{P}_2\text{O}_5$

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  $\text{R}_2\text{O}$ ,  $\text{RO}$ ,  $\text{R}_2\text{O}_3$  等金屬氧化物置換而成。類，如與 1 價金屬元素之氧化物相置換，則照例計算如次：

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

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

$$2 \text{ 與 } 6 \text{ 之最小公倍數} \quad 6$$

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

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

此種鹽類，計有

【因數分解】

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

等物，若將 2 價金屬元素之氧化物代入，則宜成

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

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

$$2 \text{ 與 } 6 \text{ 之最小公倍數} \quad \quad \quad 6$$

$$\text{RO 之分子數} \quad \quad \quad 6 \div 2 = 3$$



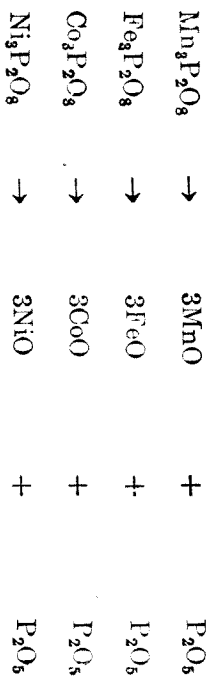
$3\text{H}_2\text{O}$  之分子數

$$6 \div 6 = 1$$

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
$\text{Cu}_3\text{P}_2\text{O}_8$	$\rightarrow 3\text{CuO}$	$+ \text{P}_2\text{O}_5$
$\text{Mg}_3\text{P}_2\text{O}_8$	$\rightarrow 3\text{MgO}$	$+ \text{P}_2\text{O}_5$
$\text{Ca}_3\text{P}_2\text{O}_8$	$\rightarrow 3\text{CaO}$	$+ \text{P}_2\text{O}_5$
$\text{Sr}_3\text{P}_2\text{O}_8$	$\rightarrow 3\text{SrO}$	$+ \text{P}_2\text{O}_5$
$\text{Ba}_3\text{P}_2\text{O}_8$	$\rightarrow 3\text{BaO}$	$+ \text{P}_2\text{O}_5$
$\text{Zn}_3\text{P}_2\text{O}_8$	$\rightarrow 3\text{ZnO}$	$+ \text{P}_2\text{O}_5$
$\text{Cd}_3\text{P}_2\text{O}_8$	$\rightarrow 3\text{CdO}$	$+ \text{P}_2\text{O}_5$
$\text{Hg}_3\text{P}_2\text{O}_8$	$\rightarrow 3\text{HgO}$	$+ \text{P}_2\text{O}_5$

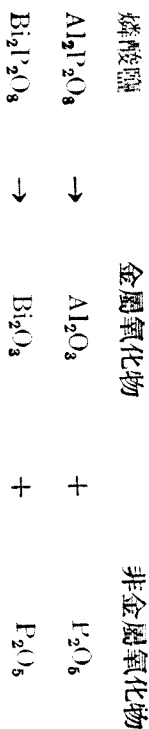


又若將  $\text{P}_2\text{O}_3$  代入  $3\text{H}_2\text{O}$  則



6 與 6 之最小公倍數之為 6，自不待言。是以前相互反應分子，各為一分子，可想而知。茲順便將 3 價金屬元素之磷酸鹽，列舉如次：

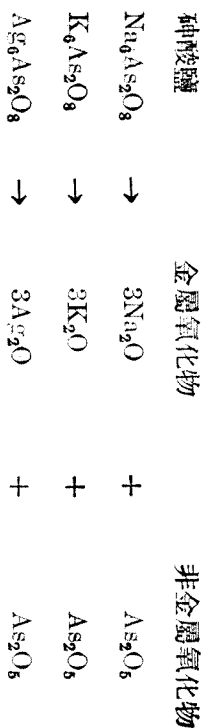
【因數分解】



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

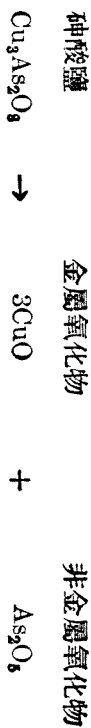
據同樣原理，非金屬化合物，與  $3\text{H}_2\text{O}$  水化反應而生酸中有  $\text{H}_6\text{As}_2\text{O}_8(\text{H}_3\text{AsO}_4)$  一酸，茲將此酸鹽類之因數分解，附記如次，藉終此節。

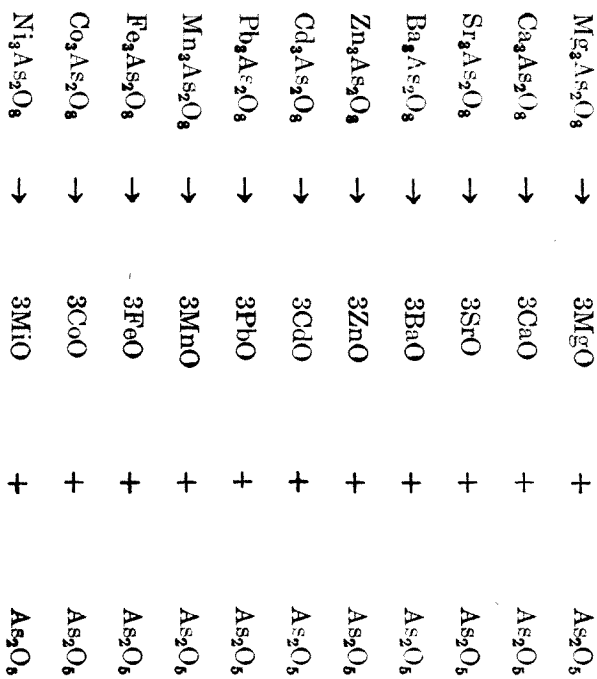
【因數分解】



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

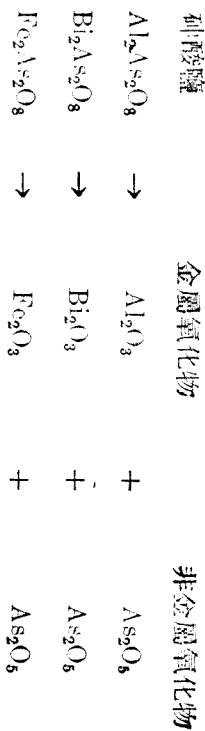
【因數分解】





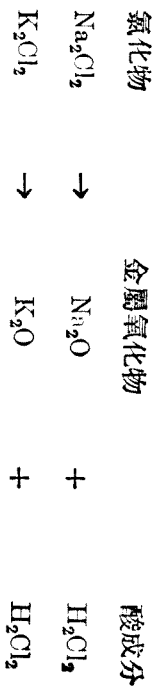
等物，至於 3 價金屬元素之砷酸鹽方面，則有

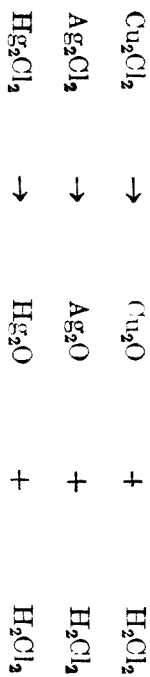
1. 因數分解：



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。

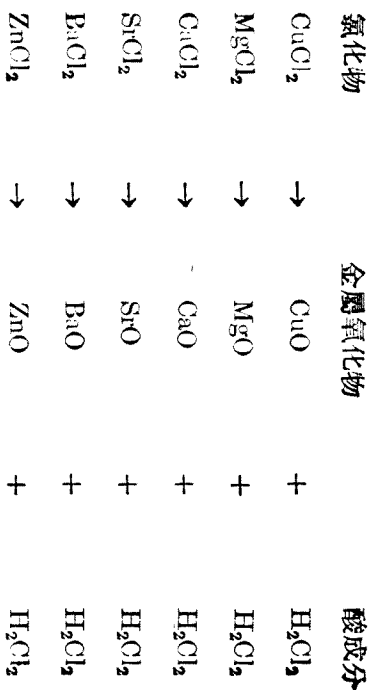
【因數分解】

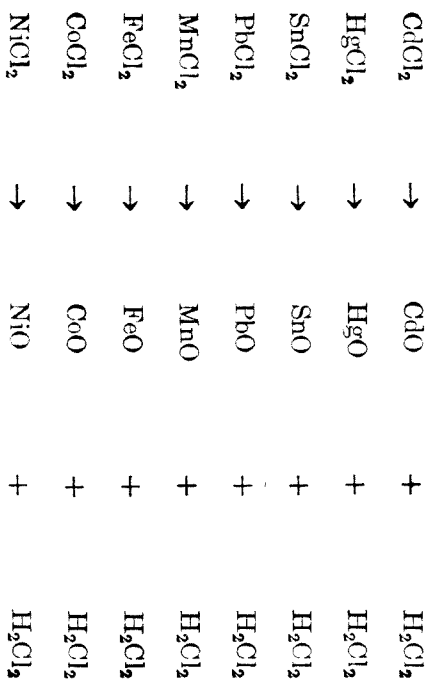




上述各例，爲1價金屬元素之氯化物，在2價金屬元素之氯化物方面，則有

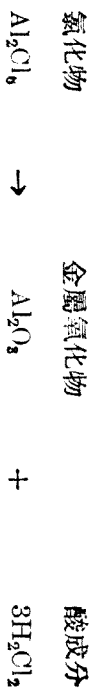
【因數分解】

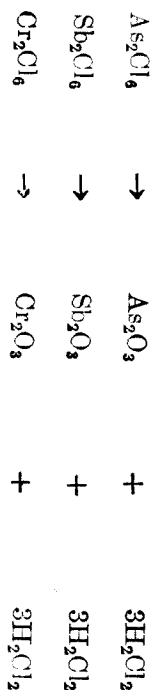




等物，次在 3 價金屬元素之氯化物方面，則有

【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  $\text{Na}_2\text{Cl}_2$  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 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。

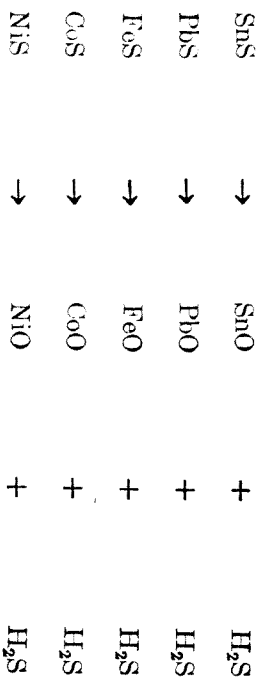
最後對於  $\text{H}_2\text{S}$  鹽之因數分解，略一試之。先從 1 價金屬硫化物開始，

【因數分解】

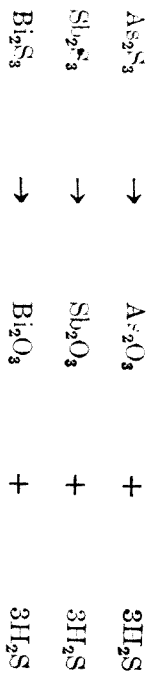
硫化物	金屬氧化物	酸成分
-----	-------	-----







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，遠名之曰氯化物、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，僅其舉數例而已。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：

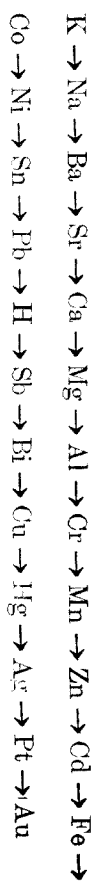
氧化反應 元素 + O → 氧化物

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，金屬性質逐漸弱化。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  $K \rightarrow K_2O$  之形成，較  $Na \rightarrow Na_2O$  為易，而  $Na \rightarrow Na_2O$  則復比  $Ba \rightarrow BaO$  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  $Hg \rightarrow HgO$  之形成， $Ag \rightarrow Ag_2O$  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，

$\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{O}$  之變化， $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}$  之分解，實屬至易。而  $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na} + \text{O}$  或  $\text{K}_2\text{O} \rightarrow 2\text{K} + \text{O}$  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，還為元素，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  $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}$  之變化，較之  $\text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{O}$  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  $\text{H}_2\text{O}$ ，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， $\text{Sn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Bi}_2\text{O}_3$  等物，即  $\text{CuO}$  亦雖在本生燈焰之強熱，不能分解，惟若將  $\text{CuO}$ ，一面微熱，一面通氫，則可分解如次， $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{O}$ ，蓋依氧化傾向列，H 較之 Cu，其氧化反應，遠為易起故也。換言之，H 與 O 之結合力，較之 Cu 與 O 之結合力為強，是以  $\text{CuO}$  之 O，依 H 作用生  $\text{H}_2\text{O}$ ，而將 Cu 還元，成為元素，可以知矣。在 Cu 方面而論，將 O 交給 H，在 H 方面而言，則從  $\text{CuO}$  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



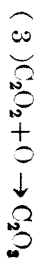
氧化反應初期，先起第一次之氧化反應，



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，亦熱之 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  $2O + O \rightarrow C_2O$ ，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  $C + MgO$  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，以有不含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：

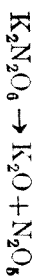


是以其分解反應，較爲容易。其次爲(2)式鹽類，若據前例，加以說明，則使二因子結合強化者，確係強金屬氧化物也。強金屬氧化物者，乃低級氧化物，自不待言，雖加強熱，亦不稍分解。是以其對手雖

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



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。 $\text{K}_2\text{N}_2\text{O}_6$  ( $\text{KNO}_3$ ) 上加以金屬元素，所生反應，即其例也。依據因數分解， $\text{K}_2\text{N}_2\text{O}_6$  得分解爲，



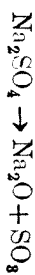
等物。根據氧化分解逆則， $\text{N}_2\text{O}_6$  起階段分解反應，依還元劑力之強弱，而成  $\text{N}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_2$ ，金屬元素，同時變成氧化物，不待言喻。如所作用之金屬爲 Pb，則其反應結果，當爲次式：



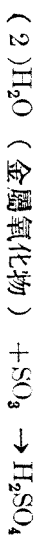
至其反應內容，事極彰著，無庸說明者也。參照上述各項，我儕對於凡百氧化物，或鹽基、酸類，以至無數鹽類之加熱分解之推測，竊信已具充分之知識，本節就此完畢。

(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，即金屬氧化物與非金屬氧化物（酸成分）是也。 $\text{Na}_2\text{SO}_4$  爲其適例，茲特舉之，此物依因數分解，須成下列反應：



若將  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  之結晶固體，投入水中，則生如何變化。按前曾屢述， $\text{H}_2\text{O}$  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  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  依因數分解而生  $\text{Na}_2\text{O}$ ， $\text{SO}_3$  等，兩氧化物，皆舉行水化反應，



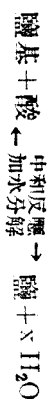
而生  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之鹽基，及  $\text{H}_2\text{SO}_4$  之酸類。所謂  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  之水溶液者，實乃互相當量之  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  鹽基，與  $\text{H}_2\text{SO}_4$  酸類，在水中對立而成者也。 $\text{Na}_2\text{SO}_4$  之結晶粒之所以溶於水中者，蓋以此鹽之二成分之  $\text{Na}_2\text{O}$ ， $\text{SO}_3$  等，皆容易水化反應，而生  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$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

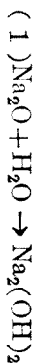




中和反應，與加水分解，互為逆反應。如將溶水鹽基，與混水酸類，互相作用，自生鹽類，惟若在鹽之水溶液狀態，以極嚴密而論其構成，當更複雜，並非僅為鹽類而已。惟現將難解理論，置之不問，竊擬暫定，中和者，乃鹽類形成時，所需當量成分之鹽基與酸相對立之稱也。視鹽之溶解水量而定，自不能一概而論。若有充分  $\text{H}_2\text{O}$  足供鹽類二成分水化反應之用，則完全加水分解，而成成分之鹽基及酸。不然若加水分解，在不充分  $\text{H}_2\text{O}$  中舉行，則其中幾%，固已加水分解，尚有幾%不為分解者，諒亦有之。是以溶液愈加稀薄，則加水分解愈加完全，而成成分鹽基及酸等物。竊思此處所云成分鹽基與酸之對立，非僅二者之混合物，雖有  $\text{H}_2\text{O}$  從中阻礙，二者互有陰陽合體之強烈關鍵，實為親和的存在。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，殊為強烈，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，並不生成鹽類，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

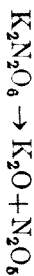
成成分鹽基與酸之對立狀態，是以如將從中妨礙之  $H_2O$ ，蒸發乾涸，即得殘渣，是即吾人所稱之鹽類也。又依鹽之性質如何，在正確意味上，鹽之形成，有時或竟不可。惟鹽類大抵多為固體狀態，日常所謂某某鹽之水溶液之語，雖無特加改革之必要，但鹽溶  $H_2O$  時，已不復為鹽，而為成分鹽基與酸對立，是須充分理解者也。若借世俗妙語而言，中和如視作結婚，則加水分解，適與離婚相當。世俗人常嫉人之美，喜出無謂之惡言，間或命途多乖，受其妨礙而生惡果，謂之「撥水」，（離間或挫折之意）世間以此新婚不久，即感不滿者有之，雖一度離別，不日再得復緣者有之，或竟破鏡難圓，紅唇徒嘆者亦有之。在鹽基與酸方面，亦與此相同，雖經山盟海誓，偕老終生，一遇  $H_2O$ ，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，鹽類常被人加水，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，或竟無壽可展，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

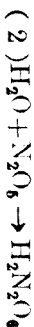


其  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  溶解水中，而成鹽酸，自不待言。今如察其鹽基及酸之強弱，則  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  實為強鹽基， $\text{H}_2\text{Cl}_2$  亦為與此同等之強酸。是以若將  $\text{Na}_2\text{Cl}_2$  與水作用，則兩成分互相水化反應，適生當量之

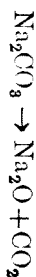
$\text{Na}_2\text{Cl}_2$  與  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  所謂  $\text{Na}_2\text{Cl}_2$  水溶液者，在液中時，實爲上述鹽基，與酸之對立也。再爲明白起見，可說明如次。構成鹽類之二成分，互相水化反應，即爲加水分解， $\text{Na}_2\text{Cl}_2$  加水分解，則生  $\text{Na}(\text{OH})_2$  與  $\text{H}_2\text{Cl}_2$ ，在此水溶液中，既具強鹽基，復具強酸，試以紅色石蕊試紙浸入，能變藍色乎？以藍色石蕊試紙相試，亦不變成紅色。是蓋強鹽基  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  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：



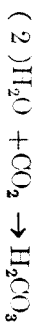
此等二成分，各依水化反應，一生  $\text{K}_2(\text{OH})_2$ ，一生  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ ，自不待言。此種事實，縱不一一式示，



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，



即 1 生  $Na_2(OH)_2$ ，1 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

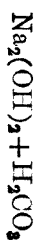
容易水化反應，而生強酸，若次第變為弱非金屬氧化物，則亦漸次形成弱酸，與前者相似。由此觀之，如將前述二成分，各自水化反應，則（1）之水化反應，雖殊容易；（2）為弱非金屬氧化物，經水化反應，而生  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，殊非易易。惟在  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  加水分解時， $\text{CO}_2$  之酸成分，與水作用，生有少量  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，同時  $\text{Na}_2\text{O}$  之鹽基成分，亦與水反應而生  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之強鹽基，所生少量之  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，以受  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之中性的誘引， $\text{CO}_2$  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  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之中性的誘引，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 phthalein) 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



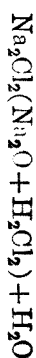
之對立，今若加較  $\text{H}_2\text{CO}_3$  更強之酸類，將  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  中和（以下將『中和的誘引』略作『中和』），則失掉中和對手之  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，定必爲之遊離。蓋  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  溶液中，假定加以  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ，則依加水分解之  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  及  $\text{H}_2\text{CO}_3$  上，皆受其作用，茲特式示如次：



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，依水化分解之逆則， $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ ， $\text{CO}_2$  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



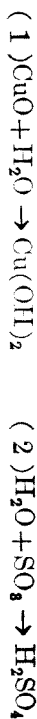
等物。通例凡不含 O 鹽類，寫作  $\text{K}_2(\text{CN})_2$ ，若無其事，恐此鹽成分，不僅 2K 與  $(\text{CN})_2$  二者而已，似有寫作因數分解形式之必要。余（原著者）為便利起見，對於  $\text{K}_2(\text{CN})_2$ ，雖加以因數分解，依事



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  $CuSO_4$ ， $PhN_2O_6$ ， $Fe_2Cl_6$ ， $(Fe_2O + 3H_2Cl_2)$  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：

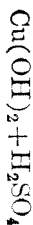


$CuO$  為弱金屬氧化物，實難水化反應，人所共知，是以  $CuO$  成分中，僅其極小部分，形成  $Cu(OH)_2$  而已。而酸成分  $SO_3$  則容易水化反應，而生  $H_2SO_4$ 。此種強酸，立與溶液中所生極少量之  $Cu(OH)_2$  起中和反應， $CuO$  亦以此再水化反應，而成  $Cu(OH)_2$ ，此物復立為  $H_2SO_4$  所中和，此種作用，

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，無反復之必要。若對於鹽基之存在，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



.....

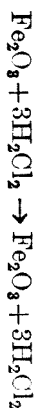


反應，失去中和對手之  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ，以之遊離，此處所生青色沈澱，恐係  $\text{CuO} \cdot x\text{H}_2\text{O}$  本不可寫作  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ，惟為容易理解起見，暫作如此。由此觀之，此種鹽類，依加水分解，而生強酸與弱金屬化合物

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  $PbO + N_2O_6$  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  $Fe_2(OH)_6$  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  $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{OH})_2$ ， $\text{H}_2$   $3\text{H}_2\text{S}$  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，初不惟此也。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  $CaSO_4$ ， $SrSO_4$ ， $BarSO_4$ ， $PbSO_4$  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  $BarSO_4$  鹽類，則定能溶解水中。竊思普通寫作  $BarSO_4$ ，衆皆以為難溶物質者，恐為  $BarSO_4$  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.

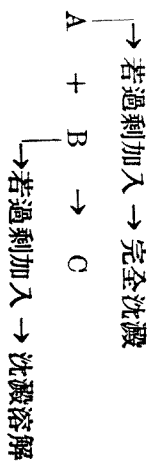
(2) 沈澱劑

B.

(3) 生成沈澱

C.

之關係，加以思索，所深覺有趣者，為



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，固不之間，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 = 酸成分

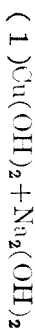
依一般而論，酸成分，互爲同一酸質，至二金屬氧化物，則一方常爲比較的弱金屬氧化物，他方必爲較此更強金屬氧化物。竊思若此強金屬氧化物中之主要元素之金屬性質，較之弱金屬氧化物之主要元素，強大殊多，則成可溶性重鹽。若其強度之差，極爲微小，則成難溶性重鹽。總之，強金屬氧化物，與弱金屬氧化物之相差若大，則由二者化合之重鹽，能溶於水，若其相差愈小，則由二者化合生成之重鹽，亦漸呈難溶性。茲先從 鹽 + 鹽基 之重鹽，開始說明。一般此種鹽基性之鹽類，難溶於水，在加水分解項下之所謂難溶性鹽者，依大概考察，不亦皆係 鹽 + 鹽基 之重鹽耶。按此時水中所生沈澱成分，與從水中取出乾燥物質之成分，並非同一物質，深需注意者也。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  $H_2O$  之飛去，乃不能否定之事實也。惟一方依照水化分解之逆則，自不能一概而論，茲舉  $CuSO_4$  之水溶液爲 A， $N_2O_5(OH)_2$  爲 B，次對於此 B 加入此 A 時之反應，略一考之。按  $CuSO_4$ ，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

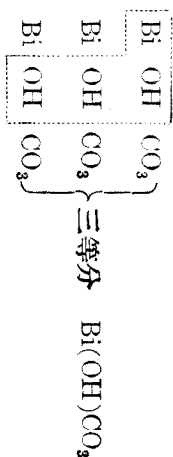


等二性之對立也。是以溶液中加以  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  者，與  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  上加以  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  及  $\text{H}_2\text{SO}_4$  上加以  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  無異，若用反應式表示，則宜有下列之二種反應。

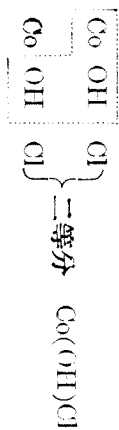


惟(1)式反應，乃鹽基與鹽基之反應，在普通意義上，不生任何反應。(2)式顯為中和反應，此處所生沈澱，易誤以為  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ，實以過剩  $\text{CuSO}_4$  之作用，而成  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$  成分物質（其成分，當然依相互量的關係，而不一定），此顯係  $\text{CuSO}_4$  鹽，與  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  鹽基之重鹽，自不待言。又讀者諸君，一見  $\text{Mg}(\text{CO}_3)_2 \cdot (\text{OH})_2$  之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

+ 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  $3\text{MgCO}_3$  之鹽，與  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  之鹽基而成，易於理解矣。是以寫作  $\text{Mg}_4(\text{CO}_3)_3(\text{OH})_2$  之化合物者，乃即  $3\text{MgCO}_3$   $\text{Mg}(\text{OH})_2$  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  $\text{Bi}(\text{OH})\text{CO}_3$ ，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  $\text{Bi}(\text{OH})\text{CO}_3$  爲  $\text{Bi}(\text{OH})_3$  與  $\text{Bi}(\text{CO}_3)_3$  等二者之重鹽，而無錯誤。若依余（原著者）之主張， $\text{Bi}(\text{OH})_3$  宜寫作  $\text{Bi}_3(\text{OH})_6$ 。茲爲便於理解，免生紛紜起見，寫作  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ 。由此觀之， $\text{Bi}(\text{OH})\text{CO}_3$  鹽者，實乃  $\text{Bi}_2(\text{CO}_3)_3$  與  $\text{Bi}(\text{OH})_3$  之重鹽，諒能明白理解。然此物果能寫作  $\text{Bi}(\text{OH})\text{CO}_3$  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  $\text{Bi}(\text{CO}_3)_3$   $\text{Bi}(\text{OH})_3$  之重鹽，三等分之而成  $\text{Bi}(\text{OH})\text{CO}_3$ ，一如圖示：



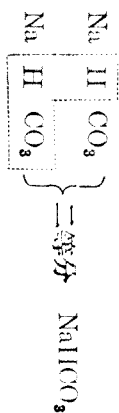
其成分元素之化合重量比，原未稍變也。是以在重量的數理方面，雖無若何支障，惟在化學反應之進行上，此種寫法，究何所指，不易明瞭。竊思無論如何，非作重鹽，進行思索實驗不可。關係此種重鹽方面，雖更舉幾例，亦完全相同，茲特再舉  $\text{Co(OH)Cl}$ ，藉資此方面之練習。此物當然不能因數分解，惟一經目觀，當知  $\text{Co(OH)Cl}$  乃  $\text{CoCl}_2(\text{CoO} + \text{H}_2\text{Cl}_2)$  之鹽，與  $\text{Co(OH)}_2$  之鹽基，所成之重鹽也。茲為便利起見，寫作  $\text{CoCl}_2$ ，而圖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



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。若史舉例，則有  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{PO}_4$ ， $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  等物。按  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_8$  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  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  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  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  之鹽，與  $2\text{H}_3\text{PO}_4$  之酸之重鹽也。茲為容易理解，及避免煩雜起見，應作  $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$  之處，除 2 而作  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ，同時  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  亦除 2 而作  $\text{NaOH}$ 。據一般說明， $\text{H}_3\text{PO}_4$  中，具造酸之 H 凡 3 原子，其一原子若為  $\text{Na}$  所置換，則生  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ 。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。



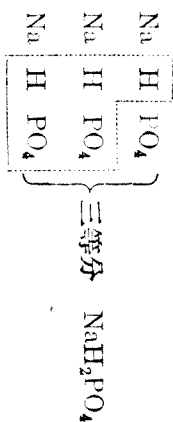
此種說明實極巧妙之能事，然在事實方面，恐未必如此也。凡對事象之說明，簡而得要，對於斯學之向上進步，在某程度之內，固有所助，惟在再進一步之某點，即遭拙拆，乃為不可否定之事實，是以非徹底依照事實說明不可，所謂徹底依照事實說明者何也，即依造化之本旨而說明之是也，竊思支



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，

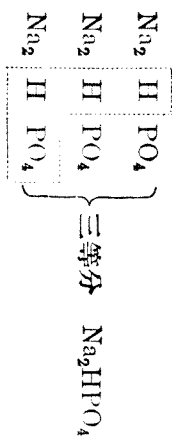
僅飾以離奇之概念，愈使難解而已，而人復以此種難解之概念為基礎，大發議論，錦上添花，如此連續不絕之結果，學問雖云大有進步，對於人類一無所益，學問愈加進步發達，則非特不能受惠，反沈入悲痛過酷之陷穽。是蓋學問離反神意之所致也。若此係事實，則此種學問，反不若無之為得也。言念及此，想及世界之將來，實不寒而慄，不禁淚為之下矣。茲為便利起見，關於上述各項，姑置不論，而對於  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ 、 $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  等重鹽，略一討論之。

$\text{NaH}_2\text{PO}_4$  為  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  與  $2\text{H}_3\text{PO}_4$  之重鹽，已如前述，若用圖示，則成



諒必更加明瞭矣。上式寫作  $(\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_3\text{PO}_4)$ ，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物量比，全無變化故也。根據同樣理由， $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  鹽，實屬  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  一分子，與  $\text{H}_3\text{PO}_4$

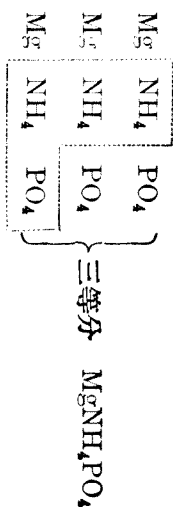
PO<sub>4</sub>之一分子之重鹽也。若用圖示，則成下式：



更一目瞭然矣。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  $M_2\text{NH}_4\text{PO}_4$  之化合物，開始討論。按磷酸之 PO<sub>4</sub> 所具三分子 H，若云二分子為 Mg 置換，所餘一分子為 NH<sub>4</sub> 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 Mg<sub>2</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> 之重鹽也。若用圖解，

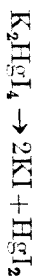
則成下式：



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  $\text{H}_2\text{PO}_4$  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  $\text{K}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$ ， $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$  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  $\text{K}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$ ，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，不能恍然領悟。竊以為無論如何， $\text{K}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$  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  $\text{Fe}(\text{CN})_3$ ，余則將簡單寫作  $\text{KCN}$  者，寫作  $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2(\text{CN})_2$ ，視為  $\text{Fe}-(\text{CN})_3$  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，同為  $\text{H}_2(\text{CN})_2$ ，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  $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$  溶液者，亦可視為  $\text{H}_2(\text{CN})_2$  酸中， $\text{K}_2(\text{OH})_2$  與  $\text{Fe}(\text{OH})_6$  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  $\text{H}_3\text{PO}_4$  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，雖稱為  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$  鹽者，亦為  $4\text{KCN} + \text{Fe}(\text{CN})_2$  等二鹽之重鹽，其種種說明，雖略而不述，諒必能知其為  $\text{H}_2(\text{CN})_2$  酸中， $\text{K}_2(\text{OH})_2$  與  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  之對立也。其二鹽基之強弱，相差甚遠，而為可溶性鹽類，自不待言。此外吾儕復舉納思力試藥 *Nessler's Reagent* 之主體  $\text{K}_2\text{HgI}_4$  為例，人皆知  $\text{Hg}^{\text{II}}$  鹽上，加以  $\text{KI}$ ，立見美麗悅目之非紅沈澱，此即視為  $\text{HgI}_2$  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  $HgO + HgI_2$ ，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  $K_3Fe(CN)_6$ ， $K_4Fe(CN)_6$  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  $2III HgI_2$  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  $H_2Fe(CN)_6$ ， $H_4Fe(CN)_6$ ， $H_2HgI_4$ ，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  $H_3AlO_3$  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，以金屬氧化物為陽，非金屬氧化物（或酸成分）為陰，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，則以水為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，



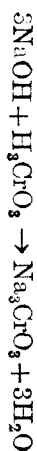
則與 3 時同樣，將二點之距離，加大即可。是以僅將弱金屬氧化物，變成強金屬氧化物即可。然者如何方可達此種目的耶，前曾屢次說明，弱金屬氧化物，較之強金屬氧化物，為高級氧化物。強金屬氧化物之為低級氧化物，事屬當然，是以設法，將較為高級氧化物，變成低級氧化物即可，加以還元劑

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 + 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<sup>2</sup>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  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  變成酸性，則為  $\text{H}_3\text{CrO}_3$ ，當然須起下列

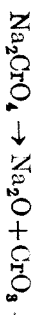


反應。惟  $\text{H}_3\text{CrO}_3$  實為弱酸，前曾屢述，所謂酸之性質者，乃酸主體之非金屬氧化物之性質也。若用因數分解，則酸之本體即可察見，惟若欲將  $\text{H}_3\text{CrO}_3$  加以因數分解，則恐感覺困難。按此酸依余（原著者）之主張，非寫作  $\text{H}_6\text{Cr}_2\text{O}_6$  不可，然者分解而成



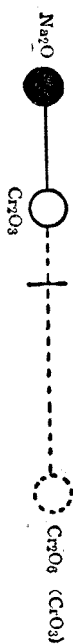
一目瞭然，若作  $\text{H}_3\text{CrO}_3$ ，則不克如此。是以 2 倍，巧裝符合。試思酸為非金屬氧化物，經水化反應而生。是以酸以非金屬氧化物為主體，自不待言。在  $\text{H}_6\text{Cr}_2\text{O}_6$  中，雖多經探究，酸之主體，無從得見，若僅輕云為便利起見，舉行 2 倍云云，實非使初學人士，導入不可解之第一步乎。余（原著者）既如此

主張，而仍用 2 除式（應作  $\text{H}_6\text{Cr}_2\text{O}_6$  之處除 2 而作  $\text{H}_3\text{Cr}_2\text{O}_3$ ），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， $\text{NaOH}$  雖為強鹽基， $\text{H}_2\text{CrO}_4$  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  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  之主體，依因數分解而成  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ，諒蒙了解。要之，將  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  之低級氧化物，氧化而成高級氧化物，即可。是以試以  $\text{H}_2\text{O}_2$  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  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  也。若用因數分解，則顯成下式：



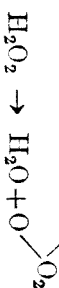
依  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}$  之關係， $\text{Cr}_2\text{O}_3$  變成  $\text{CrO}_3$ ，惟斷不可誤認以為，由  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  直接變成  $\text{CrO}_3$ ， $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CrO}_3$  在  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  變成  $\text{CrO}_3$  之前，中間經過幾段之氧化反應，在 2 除式方面，雖寫作  $\text{CrO}_3$ ，依正式而言，應寫作  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ 。竊思依據階段的氧化反應，而成下式：

茲將圖解，嵌入如次：

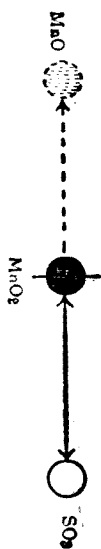
$$\text{Cr}_2\text{O}_8 + \text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_4, \quad \text{Cr}_2\text{O}_4 + \text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_6, \quad \text{Cr}_2\text{O}_6 + \text{O} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_8$$


$3\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}$  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  $\text{SO}_3$ ，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。前曾述及， $\text{H}_2\text{O}_2$  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。 $\text{MnO}$  與  $\text{SO}_3$  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。

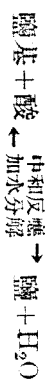
(二) 反應第二則 吾儕在物理學當初，已學有作用必有反作用之定律，如此重要之自然法則，恐不多見。在中和反應處，鹽基與酸，互相作用，而生水與鹽類，如用式示，則成下式：



又若將鹽加不分解，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  $\text{H}_2\text{S}$

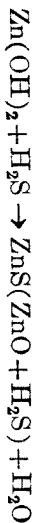
氣，則將起如何變化。上雖寫作  $ZnCl_2$ ，余（原著者）以為應作  $(ZnO + H_2Cl_2)$ ，依因數分解，顯成下式：



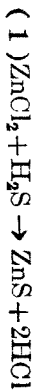
若再各自水化反應，則  $ZnO \rightarrow Zn(OH)_2$ ， $H_2Cl_2$  溶於水中，而成酸。前於加水分解項下，業已說明，此種鹽類，可溶於水中。所謂  $ZnCl_2$  溶液者，乃  $Zn(OH)_2$  與  $H_2Cl_2$  之對立也。是以在溶液中，通以  $H_2S$  者無他，乃



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：



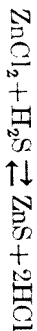
此種反應，若用反應結果式表現，則成下式（用普通式表示）：



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

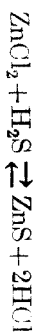


之逆反應不可，反應以之逆轉。舉凡一切化學反應，無一不以可逆反應相終始。明白言之，卽且進且退之反應也。是以化學方程式之等號上，普通加以反對方向  $\rightleftharpoons$  之符號，藉表此意。



由此觀之， $ZnCl_2$  遇  $H_2S$  之作用，雖生水中難溶之  $ZnS$  與  $HCl$  等物， $ZnS$  同時立刻爲  $HCl$  所溶解，反應雖向  $\downarrow$  方向進行，卽復成  $\uparrow$  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，互角腕力時之狀態相似。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。現為重新說明起見，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，恐斷不為押向↓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，皆為可逆反應，已如前述。明白言之，即且進且退之變化也。是時吾儕，若設法將反應所生物質，除去其一，則即可停止逆反應，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)揮發性物質(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



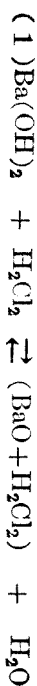
有起化學反應之可能，又若從反應第一則觀察，則強金屬氧化物，與強酸成分之中和反應屬至強。上例中在依  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  與  $\text{H}_2\text{Cl}$  之中和而生之  $2\text{NaCl}(\text{Ni}_2\text{O} + \text{H}_2\text{Cl}_2)$  上，加以  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ，以  $\text{H}_2\text{SO}_4$  較  $\text{NaCl}$  酸成分之  $\text{H}_2\text{Cl}$  稍為弱酸，是以不能破壞  $\text{NaCl}$  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  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  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  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  酸，揮發頗易，是即本反應之起因也。若盛加熱，則所生極小量之  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  形成氣體，逐至反應系外，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  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  飛散他去，是即本反應完結之原理也。是以此法，亦得為  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  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

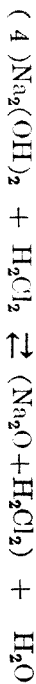
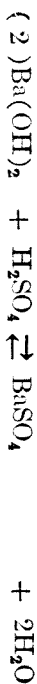
較成分酸爲不揮發性爲要。又以大概而論，酸愈強則比較的揮發性物亦愈多，酸愈弱，則不揮發性物愈多。依主觀之如何，實一饒興之對象也。惟易成  $H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2$  之酸，及  $H_2S$ ,  $H_2CN$  等酸，其主體爲氣體成分者，雖爲弱酸，決非不揮發性酸。重新言之，若酸之主體爲固體，則可呼作不揮發性酸，若酸之主體爲氣體，則可稱爲揮發性酸。言雖輕微，在適用反應第二則時，關於酸之揮發度之知識，實屬至要。

次於上記反應，製造  $H_2Cl_2$  時，所得殘渣  $Na_2SO_4$ ，加以  $BaCl_2(BaO + H_2Cl_2)$ ，則起如何變化，照例若將二者因數分解，則成



在水溶液中， $Na_2SO_4$  自各水化反應而成  $Na_2(OH)_2$  與  $H_2SO_4$ ， $BaCl_2$  亦依上式而成  $Ba(OH)_2$  與  $H_2Cl_2$ ，事屬屢見。若將二液混合，則適爲  $Na_2(OH)_2$  與  $Ba(OH)_2$  等二鹽基，與  $H_2SO_4$ ， $H_2Cl_2$  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（ $Z_n$ ）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<sub>2</sub>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，並非如此傷人以章己說，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

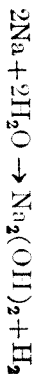
等之作用，在(1)之反應，不可不供給O是以需具捨身成仁之義。一般氧化劑為高級氧化物，起

高級氧化物  $\rightarrow$  低級氧化物 + O

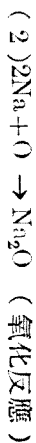
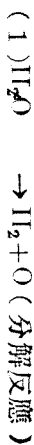
之分解反應，如此高級氧化物，以失O而成低級氧化物關係，氧化反應得以遂行。反言之以舉行氧化反應關係，此高級氧化物之所以分解也，此種分解反應謂之還元。又氧化物之放O，計有二種，即

(1) 高級氧化物  $\rightarrow$  低級氧化物 + O(2) 氧化物  $\rightarrow$  元素 + O

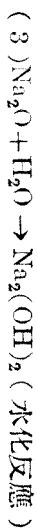
(2)式確失其O，而成元素，雖可謂之還元，至(1)式則決未還成元素，僅失其O而成低級氧化物而已，雖在還元之過程中，但決不忍呼作還元也。故此種反應，竊稱之曰分解反應。茲將曩習適例，



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H容易與O化合也。是以在H<sub>2</sub>O中之Na，以同時起



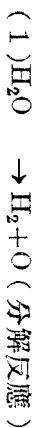
之反應而成  $\text{Na}_2\text{O}$ 。此物復與  $\text{H}_2\text{O}$  容易反應



而形成  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  之鹽基。吾人曾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。上所述者，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



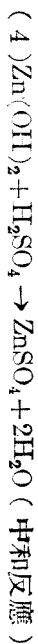
上列反應而成  $ZnO$ 。上列二反應同時舉行，不足為奇，蓋氧化與還元本為同一反應之表裏，定可想及。又按上式本宜寫作  $Zn + H_2O \rightarrow ZnO + H_2$  之一式，以難於理解關係，故用二式表示，是宜領會者也。次將  $ZnO$  與  $H_2O$  作用，則雖可起下列反應



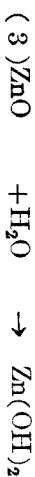
惟不即水化反應而生  $Zn(OH)_2$ ，一若  $N_2O$  時之易者。但此種鹽基，並非全然不生少量亦有生成。是以  $ZnO$  以不易水化反應關係，被覆於金屬  $Zn$  表面時，足妨  $H_2O$  與  $Zn$  之接觸，而阻反



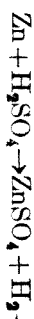
應進展，若用促進包被  $Zn$  表面面  $ZnO$  水化作用之反應，則  $Zn$  之新鮮表面常與  $H_2O$  不絕接觸，反覆舉行 (1) (2) 反應盛生  $H_2$  氣，可想而知是以若於此  $H_2O$  中加入稀  $H_2SO_4$ ，則所生少量之  $Zn(OH)_2$



受上列反應， $ZnO$  受  $H_2SO_4$  之中性的誘引，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一項消去，簡書如次：



是卽反應結果式也。人皆云此種反應以  $\text{SO}_4$  所具二造酸之H爲  $\text{Zn}$  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，人所容易理解者也。竊以爲說明真相，實較任何自然教育爲優，所謂造酸之H者實爲難解之語。人常云其他H並無此種性質，此處之H，則能使藍色試紙變赤，試思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  $\text{Cu}$

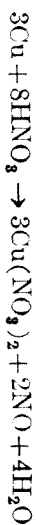
$\text{H}_2$  變成  $\text{H}_2\text{O}$

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爲強，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，常爲與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，爲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



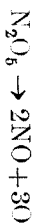
反應，則不能存在，是何故耶。試觀金屬元素之氧化傾向列， $\text{Cu}$  遠處 H 之右翼， $\text{CuO}$  之 O，雖能為 H 所奪起， $\text{H}_2\text{O}$  之 O，斷不能為  $\text{Cu}$  所奪取，諒能理解。然  $\text{Zn}$  則分取  $\text{H}_2\text{O}$  之 O 而成  $\text{ZnO}$ ，是蓋  $\text{Zn}$  在氧化傾向列上，遙在 H 之左翼故也，吾人皆知  $\text{Cu}$  為元素，故為舉行化學作用起見非



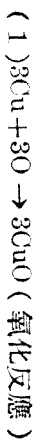
變成  $\text{CuO}$  不可。如何氧化，實一問題。前於酸處，業已詳述， $\text{HNO}_3$  既為酸，又為強力之氧化劑，實際上，酸復可分成二種成分，而推想之，



$\text{HNO}_3$  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。



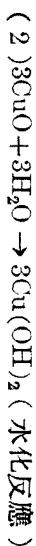
而此 3O 復將  $\text{Cu}$  氧化而成  $\text{CuO}$  一如次式：



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。



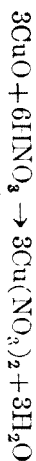
惟此種水化反應，實不易起，其反應速度實至遲遲，無足可言，是宜深切注意者也。又表示元素與 O 化合難易之氧化傾向列，即爲此等元素氧化物表示水化反應難易之水化傾向列，實不得不謂一奇異關係也。吾人皆知在氧化傾向列上，在 H 右邊之  $\text{Cu} \rightarrow \text{Hg} \rightarrow \text{Ag}$  等，除  $\text{Cu}$  外， $\text{Hg}$  及  $\text{Ag}$  等，殊難與 O 化合，雖受化合，稍一加熱，即容易分解如次  $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}$   $\text{Ag}_2\text{O}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



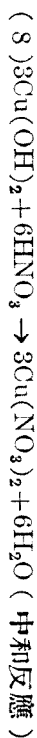
上列之水化反應，於瞬息間縱可形成  $\text{Hg}(\text{OH})_2$  或  $\text{Ag}_2(\text{OH})_2$ ，不移時即分解失  $\text{H}_2\text{O}$  而成  $\text{HgO}$  或  $\text{Ag}_2\text{O}$ ，即以  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  而論，試一加熱，即分解如次：



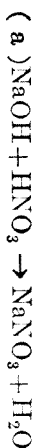
吾人須知此種關係，在基本反應之活用上，殊關重要。但所謂  $\text{CuO}$  難起水化反應者，自係相對之語，初非絕對之辭也。竊信凡金屬氧化物，不經水化反應，而遽與酸中和者，斷無其事，而諸君輒寫作



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。

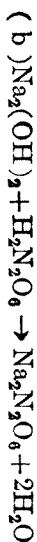


由此觀之，各種化學反應，依據基本反應，必能明瞭其反應之機構，諒能理解，現將此等基本反應，加以整理，則先起  $\text{HNO}_3$  之分解反應，茲乘使祈諸君注意者， $\text{HNO}_3$  1 分子之反應決無存在，雖諸君寫作

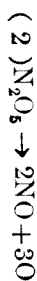


上列方程式，泰然自得，在方式上雖能寫出，斷非化學反應實況之表示也。按前曾屢次諄諄說明，凡

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

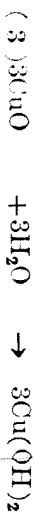


上式不可，而對於 (a) 式，仍泰然承認，不之稍疑者，為何故耶。諸君皆知各元素之原子量，為比較的重量，已如上述。是以方程式之各項，雖以同數乘除，其化合重量比，不稍變化。根據此種理由，將 (b) 式之各項除 2 成爲 (a) 式而不疑，然非表示化學反應實際之物也。故凡寫  $\text{HNO}_3$  之處，應作  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ ，即  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ，亦應寫作  $\text{CuN}_2\text{O}_6$ 。惟此種寫法，恐未習慣，難於分明，故採用現代廣用之化學式（即余之所謂除 2 式）也。惟有一事，欲祈深切理解者，余並非即將  $\text{HNO}_3$  改作  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ ，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  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  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，

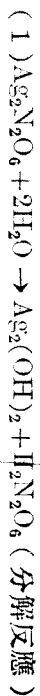


而成上列之四種反應。現將左右兩項中之同者除去或相減，則成上列反應結果式，自不待言。諸君對此反應，作為  $NO$  氣之製法，諒已學習，茲為說明便利起見，此處更將且右邊金屬元素之氧化傾向列，揭示如次：

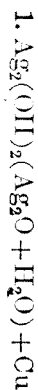


參照上表，將砂紙磨擦之  $Cu$  線，浸入試驗內之  $AgNO_3$  溶液中而觀之，究起如何變化，則見液中

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  $\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_6$ ，依據余之主張，應作  $\text{Ag}_2(\text{NO}_3)_2$ 。自不待言。茲將此鹽，加以因數分解，則成  $\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_6$ 。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

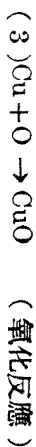


即所謂  $\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_6$  溶液者，實乃可視為  $\text{Ag}_2(\text{OH})_2$  鹽基，與  $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$  酸之對立也。在此溶液中，加以新擦之  $\text{Cu}$  時，可以想出有



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，不克利用五官探知之義，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，則將吾儕眼光，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  $\text{Ag}_2\text{O}$  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

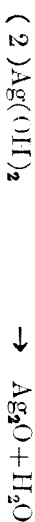
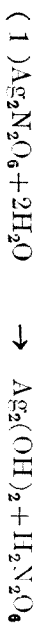


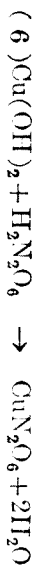
上列之中和反應，自不待言。經一番如此說明後，諸君對於  $2Ag$  與  $CuN_2O_6$  之生成理由，諒能明白矣。夫將此等反應，逐一加以整理，雖非金屬無要，然此僅手續問題，無論何人，皆能容易做得。是以此後擬避此煩雜，而對於反應之骨子，徹底一研之。

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， $\text{H}_2\text{O}_2$  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

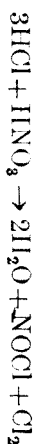


則具上式之分解傾向，若有還元劑之共存，則此 O 卽行氧化反應。此處還元劑爲  $\text{HCl}$ ，故生  $\text{Cl}_2$  氣。

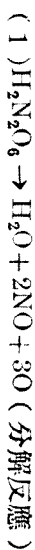
$$2\text{HCl} + \text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$$

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  $\text{HCl}$  與某物反應，而生  $\text{Cl}_2$ ，亦無不可也。按  $\text{HCl}$  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  $\text{HCl}$  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  $\text{HCl}$  與 1 分子  $\text{HNO}_3$  相作用，一如次式：



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，

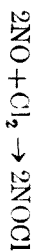




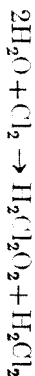
此 3O 與 3H<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> 相作用，



而成上式，自不待言。又(1)式之 2NO 與(2)式 3Cl<sub>2</sub> 中之 Cl<sub>2</sub> 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<sub>2</sub> 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<sub>2</sub> 與 H<sub>2</sub>O 作用，而成下列之反應結果式：



是以 Au 為 H<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> 中所生之 H<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>O<sub>2</sub>，若用 2 除式表示，則為 HOClO 所氧化

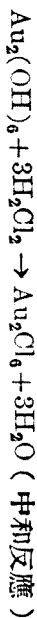


Au → Au<sub>2</sub>O<sub>3</sub> 開始其化學反應之第一步。嗣復受強酸中之強酸 HCl 之中和的誘引，而起水化反

應，



更進而為



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，乃為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，故為  $\text{AuCl}_3$ ，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：



此物余信以為恐亦受強酸  $\text{H}_2\text{Cl}_2$  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。今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)

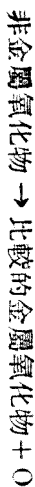
(2) 成分酸 + 強酸

(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



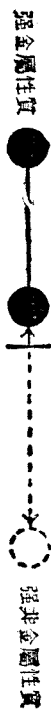
上式反應之物為成分酸之鹽類，吾人謂之氧化劑。但發揮氧化劑之威力者，並非鹽類狀態，在酸形始得現其本性，已再三說明於酸章矣。故於此等鹽上，加以較其成分酸更強之酸，則自動試將相對

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

(1) 成分鹽基 + 強鹽基

(2) 成分酸 + 強鹽基 (中和反應)

(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：

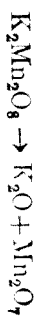


其二氧化物之金屬性質，與非金屬性質之距離甚大，欲行中和作用，確為自然界微妙之作用也。惟當然此係傾向，若在此溶液中有氧化劑之共存，則欲作強非金屬氧化物之金屬氧化物，容易得O而成可能程度之非金屬氧化物，增加二者之差，舉行其中和反應矣。故凡以鹽基之主體，容易變成下式：

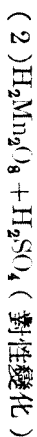
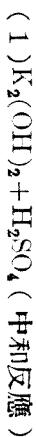
比較的金屬氧化物 + O → 比較的非金屬氧化物

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



顯然(1)式爲中和反應，(2)式爲對性變化。 $H_2Mn_2O_8$  主體  $Mn_2O_7$  之非金屬氧化物，失O而欲變爲金屬氧化物，金屬氧化物之爲鹽基主體，自不待言。故  $Mn_2O_7$  欲與  $H_2SO_4$  相對性，

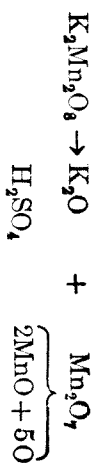


放出5O，而自身則欲化成  $2MnO$  之金屬氧化物，一如上式。其所生之  $2MnO$ ，當然依水化反應，而生  $2Mn(OH)_2$  之鹽基。此物復與  $2H_2SO_4$  起中和反應，自不待言。

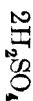




今將該等反應，假定用式表示，則成

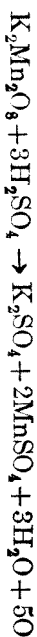


中和反應  $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

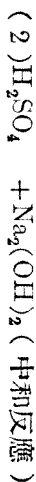
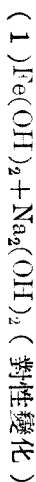


對性變化  $2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + 5\text{O}$

故其反應結果式，應如次式：



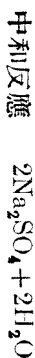
如此所生之 5O，有氧化他物之能力，若能理解至此，以後乃 還元性物質 + 5O 之關係，任人所能容易理解者也。次對於還元劑  $\text{FeSO}_4$  對性變化之情形，略一述之。 $\text{FeSO}_4$  溶液，依加水分解，可視為  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ， $\text{H}_2\text{SO}_4$  之對立，在此液中，吾人加以強鹽基，例如加以  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$ ，則須成下式：



(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  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  雖同爲鹽基，其強度相差殊遠， $\text{Fe}(\text{OH})_2$  較之  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  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  $\text{Na}_2(\text{OH})_2$  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：

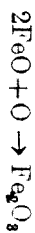


O



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

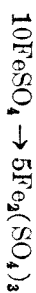
對性變化，簡單說明，此項知識，雖似無足輕重，在此化學之思索與實驗上，實至必要者也。根據上列記述，吾人已知一種氧化劑，與一種還元劑之根本反應，現將此二者之反應，略一論之。 $\text{FeSO}_4$  依照因數分解爲  $\text{FeO} + \text{SO}_3$ 。其鹽基成分之  $\text{FeO}$ ，復行下式反應，



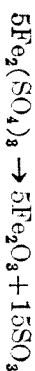
故  $10\text{FeO}$  與從  $\text{K}_2\text{Mn}_2\text{O}_8$  之對性變化所生之  $5\text{O}$  相氧化而成  $5\text{Fe}_2\text{O}_3$ 。一如次式：



茲將此等鹽基成分，用硫酸鹽表示，則成下列變化：

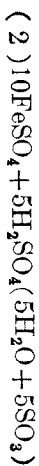
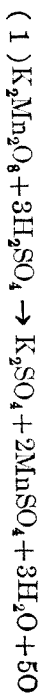


今對此二種鹽類，因數分解而詳檢之



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

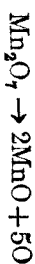
者，爲  $5O$  與  $5SO_3$ 。依據上述， $5O$  雖可暫置不問， $5SO_3$  則非設法供給不可。所謂  $5SO_3$  者，利用  $5H_2SO_4$  即可，自不待言。若能將上述各項充分領會，則僅將



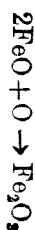
等二式合併，可得  $10FeSO_4 \rightarrow 5Fe_2(SO_4)_3$  時之反應結果式，即



成上式，諒能理會領略者也。上列各式乃爲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，乃爲  $K_2Mn_2O_8$  酸成分之  $Mn_2O_7$ ，與  $FeSO_4$  鹽基成分之  $FeO$  此  $Mn_2O_7$  依對性變化而成



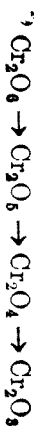
而  $FeO$  亦被氧化而成下式：



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  $\text{CrO}_3$  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  $\text{O}$ ，對此酸性，舉行對性變化。此氧化劑之主體  $\text{CrO}_3$ ，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  $\text{O}$ ，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  $\text{SnCl}_2$  爲例。 $\text{SnCl}_2$  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  $\text{SnCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4$  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  $\text{SnCl}_2$ ，視作還元劑者，其主要部分，依因數分解  $\text{SnCl}_2 \rightarrow \text{SnO} + \text{H}_2\text{Cl}_2$ ，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  $\text{SnCl}_2$  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，若遇較已更強，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  $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_2(2\text{MnO}) + 5\text{O}$  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，奇者，若將  $\text{KMnO}_4$  溶液，用  $\text{NaOH}$  形成鹽基性，與還元性物質相共存而察之，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  $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_2(2\text{MnO})$  亦奇趣事實也。在鹽基性  $\text{Mn}_2\text{O}_2$  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。吾儕先將經過高溫狀態之天然礦石，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  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$  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  $\text{K}_2(\text{OH})_2$ ， $\text{N}_2\text{O}$  ( $\text{O} \cdot \text{H}$ )<sub>2</sub>， $\text{N}_2\text{CO}_3$  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  $\text{N}_2\text{O}_2$ ，藉以熔融者，亦有



之。此可視為對性變化之異例，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，即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，余尚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，為主眼故也。余學力不充，本書尤為獨創，足供指摘之處，在所不免，但力雖不及，委身於化學反應，蓋知竭能，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。惟余淺學非才，尚冀大方諸賢，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。

