

萬 有 文 庫

第 二 集 七 百 種

王 雲 五 主 編

化 學 變 化 之 途 徑

(上)

竹 村 貞 二 著

楊 郁 著
誠 貽 譯

商 務 印 書 館 發 行



化學變之途徑

(上)

著 竹村貞二

譯 楊郁誠
著 仁怡

自然科學小學叢書

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，煞費相當苦心努力，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……………一二三

(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) 加熱分解 (二) 加水分解

一九九

六 重鹽

- (一) 鹽與鹽基之化合物 (二) 鹽與酸之化合物 (三) 鹽與鹽之

一二二七

化合物

七 反應二則

- (一) 反應第一則 (二) 反應第二則

二四三

八 化學反應

- (一) 基本反應 (二) 對性變化

二六一

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，是或不可或忘者也。吾人曾於利用氯酸鉀 $KClO_3$ 與二氧化錳 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，即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，吾人稱之為氧化反應。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，誠為至要。今觀該表， $\sim\sim\sim\text{Ca}$ 之金屬性質，比較任何元素為強，其次之 $\sim\sim\sim\text{Rb}$ ，雖亦甚強，但較之 Ca ，則稍弱。再其次 $\sim\sim\sim\text{K}$ 元素比較 $\sim\sim\sim\text{Rb}$ 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 $\text{Na}\rightarrow\text{Li}\rightarrow\text{Ba}\rightarrow\text{Sr}\rightarrow\text{Ca}\dots\text{Cl}\rightarrow\text{N}\rightarrow\text{S}\rightarrow\text{O}$ ，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，為 Ca ，而非金屬性質最強者，則為氧 O ，故所謂氧化反應者，即此較為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

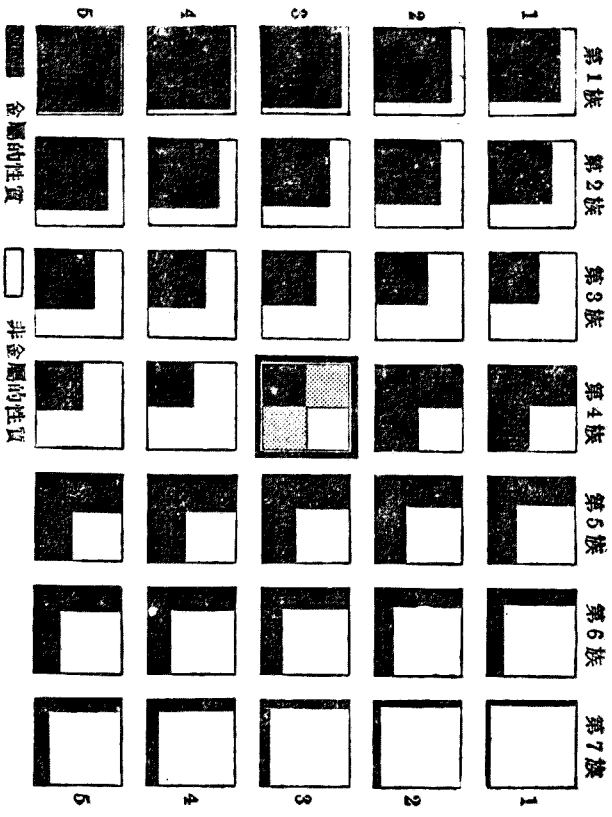
化合物，必先經過氧化反應，而氧化傾向表，連續表示，自金屬性質最強之元素，至非金屬性質最強之元素之順位，實為探索化學變化途徑之基礎，此吾人所欲高唱者也。又按週期律表，係將元素之比較重量，順次排列至第七而止，從第八起，復將類似元素列次其下而成，諒蒙深知。在形式上，週期律表者，將金屬性質最強之元素，取作一點，俾其氧化傾向表，排成 \sim 型之表式是也。是以若察此表左右之關係，則知愈向左移，其元素之金屬性質愈強，反之愈向右偏，則其金屬性質漸減，而非金屬性質則愈強。再從縱列觀之，由下至上，其非金屬性質漸強，反之，由上至下，其金屬性質自當變強也。

次圖表示此種關係，最為明顯，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，而無須再為說明也。

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，任在多是，倘有此疑竇時，吾人當以根據氧化傾向列為要。將來根據氧化傾向列，而有更改週期律表之必要，

化學變化之途徑

圖



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， Al 中，原含有某種比率之金屬的，與非金屬的性質，故 \triangleright 一受氧化反應，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 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鉍時，雖其

大部分爲金屬氧化物之氧化銨，極微量之非金屬氧化銨，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 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 O_2 中，雖然完全幾是非金屬氧化物之氧化氣，但仍有金屬之氧化物之氧化氣之痕跡，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，具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：

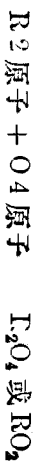
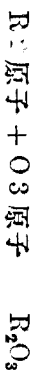
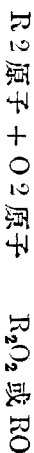
(1) Cu 與 O 相化合時其重量之比為 4 : 1

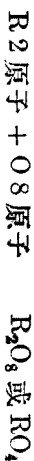
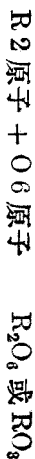
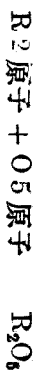
(2) Mg 與 O 相化合時其重量之比為 3 : 2

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

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。

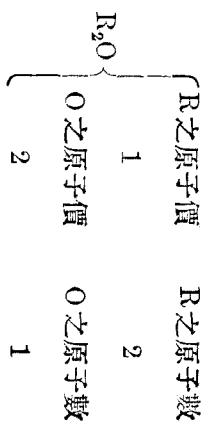
(三) 原子價 凡元素之起化學作用，必先經過氧化反應。而且與氧化合所形成之氧化物，其相互之關係，必有一定之比率，決非任意化合，已如上述，此蓋各種元素，與氧化物之力，各有多少故也。今據多種之實驗的事實，綜合觀察，得知可分爲八種形式，無論何種氧化反應，必適於其中之一，今以 R 字代表與氧化合之任何元素，則其氧化反應之八種形式，可如下列：



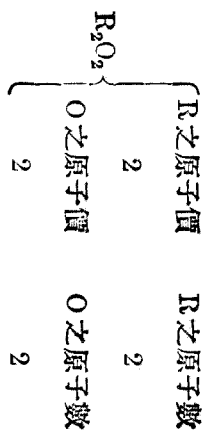


以上八種的形式，乃表示二個元素之氧化反應而生之比率，如 R_2O_2 , R_2O_4 , R_2O_6 , R_2O_8 彼此以 2 除之，相約而為 RO , RO_2 , RO_3 , RO_4 ，因為前四種形式，比較複雜，因而約之，初非誤謬，惟余不喜此，是以照式使用之。今就 R 元素，與 O 元素之最多者，衆皆知之，確為 R_2O 式之物也。今以 R 為單位，而與 O 相化合，其 R 之化合力，便定為「1」。反之，以 R_2 原子，與 O 1 原子相化合，故 O 之化合力，自可視作為「2」，顯而易見。若將此概念，而使用於各種形式，在 R_2O_6 之形式中，O 之化合力當為「2」，已如前述。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」，不待言喻。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

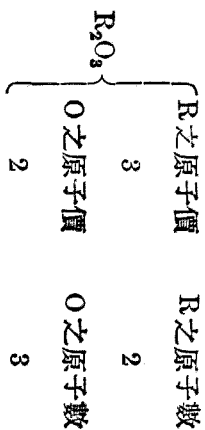
式之氧化物，則知在 R_2O_4 時，其 R 與 O 之化合力為〔4〕，在 R_2O_6 時為〔5〕，在 R_2O_8 時為〔6〕，在 R_2O_4 時為〔7〕，在 R_2O_6 時為〔8〕等項，諒實能明白了解也。以上說明元素與 O 之化合力之多少，即稱為原子價。故所謂原子價 1 者，即與 O 之化合力則為 1，原子價 2 者即與 O 之化合力為 2，原子價 3 者，與 O 化合力為 3 之意，餘可類推。由各元素之氧化反應，而生原子價之概念，化學之進展，實基於此。故凡研究化學者，對於原子價，須有徹底了解之必要，自不待言。今試就氧化物之八種形式中，加以原子價之概念，與原子數之關係，試一述及之。在 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 ，1一列記之，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 × R之原子數 = O之原子價 × 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 × R之原子數 = O之原子價 × 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，其數值即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。即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。盍勿再深加研究，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。

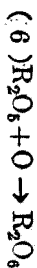
（四）氧化分解之逆定律 在現自然界之狀態下，普通一般較爲金屬元素之氧化物，大都屬於 R_2O , R_2O_2 , R_2O_3 等形式，固亦有屬於 R_2O_4 形式者，而非金屬元素之氧化物，則大都屬於 R_2O_4 , R_2O_5 , R_2O_6 , R_2O_7 等形式之間，但亦有屬於 R_2O_8 形式者，其故何在，余雖不解，惟由上觀之，吾人當知較爲金屬性元素之原子價，爲 1、2、3 等之低價，而較爲非金屬性元素之原子價，爲 5、6、7 等之高價。按原子價低者，即與 O 之化合力少，而原子價高者，即與 O 之化合力多之意，自不待言。但化合力之多少，決非化合力之強弱之意，在氧化反應時，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，其一元素，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。

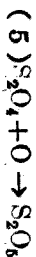
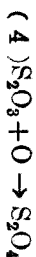
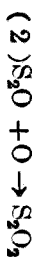


此種事實，余稱之為『階段的氧化反應』，在此種階段的氧化反應中，必先起(1)之反應之後，始繼起(2)(3)(4)(5)(6)(7)(8)等之反應，茲列式如次：





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)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，則其與氧化化合爲易，氧化物愈爲高級，則其與氧化化合亦愈難，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 \rightarrow 難分解

難氧化 \rightarrow 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 K_2O ，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 Ag_2O 氧化物，下列二種氧化物：

(1) 強金屬性質元素K之氧化物 K_2O

(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。其非金屬的性質，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

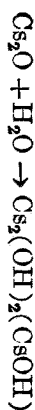
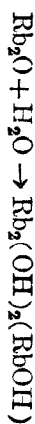
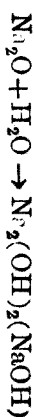
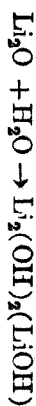
陰性弱，若以陽性之說明爲同一性質，從表面看法，則陰性之說明，卽爲同一性質，從裏面之看法，陰陽二者，恰如樂園(Eden)中之亞當(Adam)與夏娃(Eve)之二人，任何世界，俱從此開始其強有力之進行也。

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（3.0）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，水爲較爲安定之物質，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，無論物質之爲固體、液體或氣體，雖溶解有難易之別，但無不被其溶解者。吾人以爲不能溶解者，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，改爲難溶，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，爲其特性，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，因即簡稱之爲「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。較爲金屬性氧化物，與較爲非金屬性氧化物，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 1 原子之重量，與 O 1 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 2 原子， O_2 2 原子， H_2 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 $Li_2(OH)_2$ ，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：



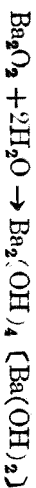
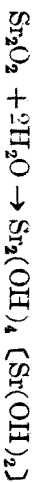
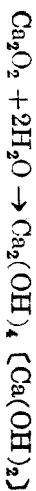
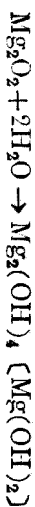
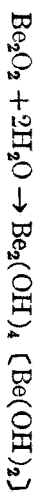
生成之一分子之 $Na_2(OH)_2$ ，決非為如式所示，生成二分子之 $NaOH$ ，



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 $Ca_2(OH)_2$ 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 H_2O 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，亦呈鹼基性反應，自不待言。按鹼基性反應之主體，乃 BeO ， MgO 等金屬氧化物，而非共通含有之 (OH) ，不可誤解，已如前述。惟其中鹼基性最強者，究何物耶。因為鹼基性之強弱，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， H_2O 與種種金屬氧化物相互作用，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

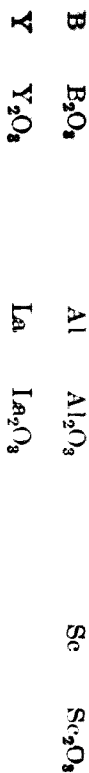
鹽基者，爲強鹽基性。反之，在水化反應時，僅生少量之鹽基者，爲弱鹽基性。如上說明，雖尚有不足之憾，但對於鹽基強弱之意，當能有所知矣。關於週期律第2族主屬元素之鹽基，雖經說明，但其鹽基初不止此，而較 $\text{Be}_2(\text{OH})_2$ 爲弱之鹽基，尙有在焉。按元素氧化反應之順位，卽爲此等元素氧化物水化反應之順位，已如前述。今試一察表紙裏面所載之氧化傾向表，則必能盛興愉快，斷定其鹽基之強弱矣。惟有一事，欲須注意者。卽鹽基之主體，爲金屬氧化物，是以凡3價原子價鹽基之一般化學式，非 $\text{R}(\text{OH})_3$ ，而爲 $\text{R}_2(\text{OH})_3$ 。例如 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 Al_2O_3 關係，無須再加說明者也。以 (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，而即形成苛性氫，自不待言。



此物頗不容易分解而為 $Zn_2O + H_2O$ 適與 $Zn_2O \rightarrow 2Zn + O$ 之難於分解相同。惟在氧化傾向表右方之 As_2 ，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。



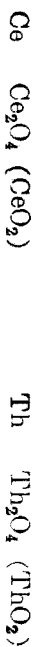
上列爲週期律表第3族之主屬元素，因其氧化之原子價爲3，故從其一般化學式而論，非如此不可，無論La, Y, Sc或Al等，其氧化物，因受水化反應，性雖微弱，生成鹽基。當然 B_2O_3 之水化反應，似亦有形成鹽基之可能，一如下式：



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 $H_2B_2O_7$ ，諒可容易理解矣。若再用 2 除之，即得 $\frac{H_2B_2O_7}{2} = H_2BO_3$ ，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。



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_2 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 $\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_6$ ，其酸度固爲稍強，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_2O_4 受水化反應，則生次式之酸。

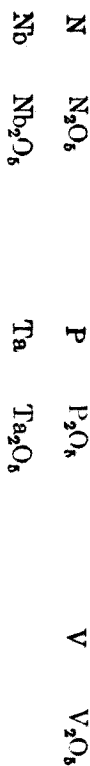


Ti_2O_4 則生下式之酸

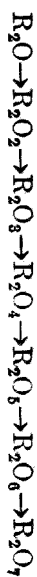


此三酸中，究以何者爲最強，自無庸問。酸之所以呈酸性者，乃由於非金屬氧化物，故酸之主體，實爲非金屬氧化物。而酸之強弱，乃以其主要元素非金屬性質之強弱而定。今於 CO_2 , Si_2O_4 , Ti_2O_4 等三氧化物中，其主要元素之非金屬性質，當然依 $\text{C} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Ti}$ 之順位而漸弱。是以在 H_2CO_3 ,

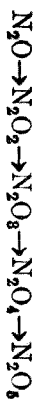
H_2SiO_3 , H_2TiO_3 三酸中，當以 H_2CO_3 之酸性爲最強，次依 H_2TiO_3 , H_2SiO_3 之順序而弱化。根據同樣理由，似有 $ZrO_2 \rightarrow H_2ZrO_3$, $CeO_2 \rightarrow H_2CeO_3$, $ThO_2 \rightarrow H_2ThO_3$ 等酸，存在之可能。但在同一縱列上，愈在下位之元素，其金屬性質愈強，是以此等元素之氧化物，若對 CO_2 , SiO_2 或 TiO_2 等，較爲非金屬性氧化物而言，應爲較爲金屬性氧化物。故與其以之爲酸，莫若以之爲鹽基之爲適也。雖然，該等雖名爲鹽基，實亦而又弱者也。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 || 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 CO_2 ，常混雜於空中，而與植物之葉，繼續有密切之交涉。 SiO_2 則形成地殼，藏宿植物之根，而 CO_2 受水化反應，生成 H_2CO_3 ， SiO_2 亦受水化反應，生成 H_2SiO_3 。是以凡百植物，皆受太陽之惠，始得生長者也。植物體內之 H_2CO_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。



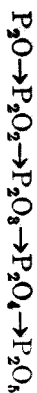
其一般式爲 R_2O_5 ，故其氧化物之化學式，非如左不可。元素原子價之決定，雖似容易，其實亦並非如此簡單。凡各元素，應有下列之氧化物。



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。



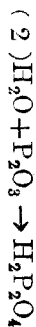
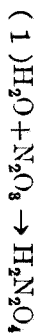
在 P 亦可視爲同樣，



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 R_2O_3 相當之氧化物，常可視為 $2R_2O_3 \rightarrow R_2O_3 + R_2O_4$ 之混合物，亦一趣事也。然在常溫之 $2N_2O_3$ 實為 $N_2O_3 + N_2O_4$ 之混合物，僅在綠色液狀時，始有 N_2O_3 之存在，此深宜明瞭者也。同樣 P_2O_3 恐亦係 $P_2O_3 + P_2O_4$ 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 $H_2N_2O_4$ 形式，或覺不明，但若寫作 $\frac{H_2N_2O_4}{2} = HNO_2$ 以示，則恍然領悟矣。若僅示重量比全無變化，則寫作 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。 $H_2N_2O_4$ 若單寫作 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

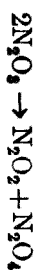
主體氧化物之形態也。蓋若從此等氧化物，則不特鹽基與酸之強度可知，即其他之特性，亦可明白。窺見故也。今若寫作 $H_2N_2O_4$ ，由下列式中，即可察知其主體之為 N_2O_5 。 $H_2N_2O_4 - H_2O \rightarrow N_2O_5$ 。而此氧化物之主要元素，當然為 N，已無庸議。但 N 在週期律表為第 5 族之主要元素，由橫的關係，乃在右邊，縱的關係，乃在上位。故為非金屬元素，自不待言。然則 N_2O_5 ，乃非金屬氧化物，而非金屬氧化物，受水化反應而形成之物質，當然為酸，諒能充分理解矣。惟吾人斷不可僅知其能造成酸類，引以為滿，對於酸類強度之知識，亦屬重要。而諸君在此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 P_2O_3 、 P_2O_5 、 P_2O_7 等氧化物，為金屬元素。造成 P_2O_4 者，則稍曖昧，如 P_2O_6 、 P_2O_8 、 P_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。在目下狀態，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 N_2O_4 關係，是以既爲氧化劑，復爲還元劑，亦同時可知。如前所述， N_2O_3 乃是 $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{N}_2\text{O}_4$ ，而 N_2O_2 又容易與 O 化合，一如下式： $\text{N}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ ，蓋無色之 N_2O_2 氣體，一與空氣接觸，卽變成 N_2O_4 之赤褐色氣體。而 N_2O_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 N_2O_3 招牌，合住一處，亦屬奇事。蓋卽一爲還元劑，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 N_2O_2 與 N_2O_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 N_2O_3 發生作用，有時 N_2O_4 開始活動。根據上述各項， N_2O_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 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，實卽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 N_2O_3 之水化反應並非生成二分子之 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。是以各元素之化比值，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

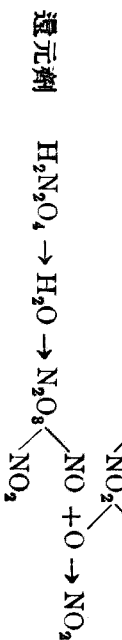
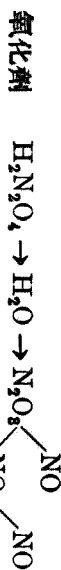


由 $N_2O_4 \rightarrow N_2O_2 + 2O$ 式中，故以 $2O$ 供氧化之用，亦無不可。惟以係數之濫於增加，不易了解，故以 N_2O_2 為 NO ，而以 N_2O_4 為 NO_2 也。前已述之，氧化物之一般式，通例雖寫作 R_2O ， RO ， R_2O_2 ，

$\text{R}_2\text{O}_2, \text{R}_2\text{O}_3, \text{RO}_3, \text{R}_2\text{O}_7, \text{RO}_4$ 實不如寫作 $\text{R}_2\text{O}, \text{R}_2\text{O}_2, \text{R}_2\text{O}_3, \text{R}_2\text{O}_4, \text{R}_2\text{O}_5, \text{R}_2\text{O}_6, \text{R}_2\text{O}_7, \text{R}_2\text{O}_8$ 之爲自然也。蓋無論如何，將其可以 2 約者，即以 2 除之而成 $\text{RO}, \text{RO}_2, \text{RO}_3, \text{RO}_4$ 不甚妥當。若欲除 2，何以不徹底施及全部，而寫作 $\text{RO}_{\frac{1}{2}}, \text{RO}, \text{RO}_{\frac{3}{2}}, \text{RO}_2, \text{RO}_{\frac{5}{2}}, \text{RO}_3, \text{RO}_{\frac{7}{2}}, \text{RO}_4$ 等式，似亦無不可。惟以無 O_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，藉便諸君。又若以 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$ 爲還元劑，而行反應時，則生下列反應。



此 $\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{NO}_2$ 中之 NO 實殊容易與 O 化合而成 $\text{NO} + \text{O} \rightarrow \text{NO}_2$ ，是即此酸爲還元劑之說明也。今以 1 分子之 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$ 爲氧化劑，而作用於他 1 分子之 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$ 時



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 $2\text{N}_2\text{O}_8 \rightarrow 4\text{NO}(2\text{N}_2\text{O}_2) + 2\text{O}$ ，次將作還元劑之 N_2O_8 中之 NO 先與 O 之 1 原子相作用，



而成 $2\text{NO}_2(\text{N}_2\text{O}_4)$ 而 N_2O_4 再與 O 一原子舉行階段氧化反應而成爲 $\text{N}_2\text{O}_4 + \text{O} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$ ，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：

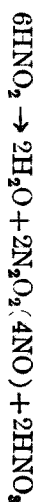


N_2O_6 受水化反應，爲下式之酸。



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 HNO_2 。現爲理解容易，與表示對比便利起見，利用 HNO_2 及 HNO_3 改寫，則如下式：

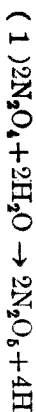


再用 2 除之，則如下式：

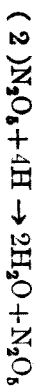


卽在從來書籍上，亦爲表示亞硝酸分解，成爲氧化氮，與硝酸之反應式也。該時僅使人如此強記，殊不知其有此種反應之機構，存於其間，實宜深加玩味者也。現爲欲明瞭 HNO_2 與 HNO_3 酸類起見，對其酸之主體 N_2O_3 與 N_2O_5 等固宜詳知，對於此外，如 $\text{NO}(\text{N}_2\text{O}_2)$ 與 $\text{NO}_2(\text{N}_2\text{O}_4)$ 等氧化物之知識，實屬至要。 NO 爲無色之氣體，容易變爲 $\text{NO} + \text{O} \rightarrow \text{NO}_2$ ，而成赤褐色氣體。若將此氣冷卻，則其顏色漸次變淡，終成無色之液體。此種帶赤色之氣體，稱爲 NO_2 ，而無色之液體，則稱爲 N_2O_4 。按形式，無論寫作 NO_2 ，或 N_2O_4 ，其 N 與 O 之化相比，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 NO_2 ，授作 N_2O_4 之必要耶。按 H_2O ，常因物理之狀態而異，常溫雖爲液體，時而結冰，時而氣化，其

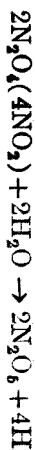
亦將即完全視作別物，而分成水蒸汽，水與冰等三種而說明之耶。或云 H_2O 表示水蒸汽 (H_2O)，乃表示水，但無論如何，其 H 與 O 之化合比，則未曾變化也。若將赤褐色氣體之 N_2O ，用寒劑冷卻，則幾成無色液體。再加溫熱，又復元狀，成爲赤褐色氣體，恰與水蒸汽變而爲水，水又變爲水蒸汽一樣，實無絲毫不同之處。因爲顏色之變因將 NO_2 、 N_2O_4 別爲二項，如同兒戲，余以爲恐實無此必要也。但此氣體能與 H_2O 作用之反應，殊屬饒興。按此種例證，其他尙多，應須充分理解者也。此反應之機構，余信爲如次：



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：



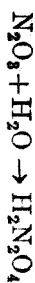
現爲容易明日起見，今以氧化物反應式表示如次：



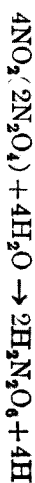
$2N_2O_6$ 初以水化反應，而成硝酸。



其所生成 2 分子硝酸中之 1 分子之主體 N_2O_6 爲 H 所還元而成 N_2O_6 。此物復受水化反應，而生亞硝酸：



故其結果， 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

二 水化反應



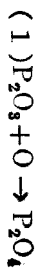
上式，想諸君亦能明白也。若用文字表明之，即亦褐色之 NO_2 氣體，溶解於水時，則成爲硝酸，與亞硝酸。若依上式書法之表示，此種反應機構，無論如何思索，斷然不能想及，而依一切化學變化，皆係氧化反應之鄙見，則殊甚容易導出，既便創造，又利教育，吾人對此神惠，實須感謝者也。現當此項終結之際，竊欲大聲疾呼，而作結論曰：凡如 H_2NO_2 ，稱其自身既可視爲氧化劑，亦可視爲還元劑之物質，依一般而論，其化學變化之機會甚多，而且極不安定。故凡不安定之物質，皆推測爲同一物質，既爲氧化劑，復爲還元劑，恐亦斷無不可也。次就 P_2O_3 進而作同一之記述。今 P_2O_3 與 H_2O 分子，相水化反應，似有生成下式酸類之可能。



但 P_2O_3 不但能與 1 分子之 H_2O 完成水化反應，又能與 2 分子之 H_2O ，或 3 分子之 H_2O 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 H 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_3 ，已如上述。而 P 氧化物之終究物質為 P_2O_5 ，即 P_2O_3 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_3 ，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_3 中，既具不可思議之變化，在 P_2O_3 方面，亦豈無耶。今若試一深究，在 N_2O_3 方面，既有 $N_2O_3 \rightarrow$

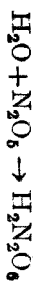
$\text{NO} + \text{NO}_2$ 之變化，同樣於 P_2O_5 方面，諒恐亦必有 $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{PO} + \text{PO}_2$ 之變化也。今余雖不知究竟，安知其不具一方為氧化劑，一方為還元劑之可能性乎。夫林檎之墜落，人俱見之，不過一極淺近之事實。但對此極尋常事實，而發生疑問者，僅牛頓一人而已。是以不拘對於何種學問，一發疑問，吾人實即得通神心而領教，是不可或忘也。特別視為階段之氧化反應之 P_2O_5 ，依週期律之類推，與 H_2O 作用時之反應，適如 N_2O_4 與 H_2O 反應，而生 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$ 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 $\frac{\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_6}{2} = \text{H}_3\text{PO}_3$ ， $\frac{\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8}{2} = \text{H}_3\text{PO}_4$ ，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 N_2O_4 時之說明，無絲毫差異，自不待言。又關於 N_2O_5 、 P_2O_5 之說明，在此聊告段落。次就 N_2O_6 、 P_2O_6 等物，進而述之。吾人皆知 N_2O_6 受水化反應，而生下列之酸。



以2除之，即得用 HNO_3 表示之硝酸也。前已屢述，此酸之主體爲 N_2O_5 ，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 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 爲 2HNO_3 ，余雖不以爲然，但若以習知之 HNO_3 之記號，用 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 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 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 起見，而今誤入歧途，有回首之必要，此酸之主體爲 N_2O_5 ，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

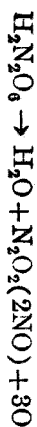
出氧氣，其大犧牲之精神，隱然可見，亦奇事也。前已所述，氧化反應，乃化學上最重要之反應，而酸之氧化性質，亦不外貢獻於此種反應之性質也。若用不遜之語而言，一般低級氧化物，常思變為高級氧化物，而高級氧化物，則復有變為低級物之傾向。

低級氧化態 \rightleftharpoons 高級氧化態

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 N_2O_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 N_2O_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，

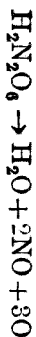


如上式，但亦依 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 之濃稀，而大異其狀態。例如吾人皆知，在銅與硝酸之反應時，若 O_2 與稀

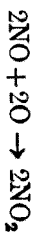
$H_2N_2O_6$ 相反應，則發生 $N_2O_4(2NO)$ 之無色氣體，若在 $Cu + 濃 H_2N_2O_6$ 之反應，則發生赤褐色氣體之 $N_2O_4(2NO)$ 。由此觀之，雖在同一酸中，依其濃淡之差異，其結果之式，亦將不同，此種事實，可用次式表示之。



吾人若以此結果之不同，而即將 $H_2N_2O_6$ 分解傾向之本質，分別考察，可乎否耶。余信以為不拘 $H_2N_2O_6$ 之濃淡，必如下式舉行分解：

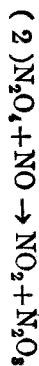
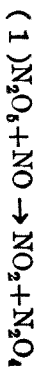


然濃酸時之反應結果式，須如上記之 1 式者，其故安在，茲特申論之。今於濃 $H_2N_2O_6$ 上，通以 NO ，則變化如下式，而盛發赤褐色之氣體。



普通雖云此係 $H_2N_2O_6$ 將 $2NO$ 氧化所致，但此酸之主體 N_2O_6 對於 NO 舉行其階段變化，一如

下式：



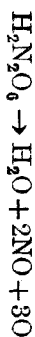
最後遂成 $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_6$ ，已如屢述，惟雖不將此等氧化物，一一水化反應，俾成酸狀而察之，僅一見 N_2O_8 、 N_2O_6 等物，而不知其 N_2O_8 之為 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$ 之主體， N_2O_6 之為 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 之主體者，在事實上，不能研究化學也。由此觀之，若於濃 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 中，通以 2NO 氣體，則成 $2\text{NO} \rightarrow 2\text{NO}_2$ ，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：

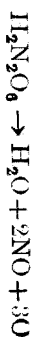


用舊有之書法，再以 2 除之，則應如下：



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，可視爲如次：





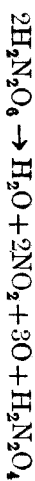
此處所生 6NO 再與其他濃 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 之 3 分子使其各別作用，則完成如次式之反應。現爲便於明白起見就 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 之主體 N_2O_6 而說明之。先生階段反應如次：



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：

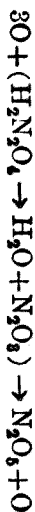


諒都能領會也。惟爲便於了解起見，將上式各項用 3 除之，則能簡約如次：



亦爲明白事實。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 N_2O_3 ，而此 N_2O_3 復依階段氧化反應而成 $\text{N}_2\text{O}_8 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_6$ 。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 N_2O_3 從與之共存之 3O 奪取 2O 自身變化為 N_2O_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 O 僅餘十原子而已。但以 N_2O_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 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$ 舉行分解者然。是以若僅注意其結果，則其分解，宛若次式：



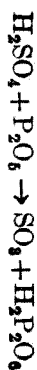
上式僅為反應之結果式，至濃 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 則斷不如此分解也。現為對於此點，欲要充分理解起見，故特確記於此。次就非金屬氧化 P_2O_5 而述之。此氧化物受水化反應，生成下列之酸：



此物與 P_2O_5 之水化反應時相同，若如上式，與 1 分子之 H_2O 舉行水化反應，則生 $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$ 。若將同一 P_2O_5 再與 2 分子，或 3 分子之 H_2O 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 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_5$ 為弱，自可想見。諸君皆知， H_2SO_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 $\text{H}_6\text{B}_2\text{O}_6$ 或 $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_6$ 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 P_2O_5 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 H_2SO_4 乃著名之脫水劑， H_2SO_4 之所以具此性質者，實以其主體 SO_2 之吸溼性所致。然而吸溼性，比 SO_2 更強者，當推 P_2O_5 ，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 $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$ ，奪其成分之 H_2O ，而放出 SO_2 ，斷非尋常手腕所能者也。凡若將 P_2O_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 H_2O ，而成 $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$ ，或由 2 分子之 H_2O ，而成 $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ，再由 3 分子之 H_2O ，而成爲 $\text{H}_6\text{P}_3\text{O}_{10}$ 。此三酸之安定度，亦可推知。按 P_2O_5 爲此三酸之主體，業如屢述。而 P_2O_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 $\text{H}_6\text{P}_3\text{O}_{10}$ ，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 $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$ 約作 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 HPO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$ 之順序，而謬爲 H_4O_8 , H_5PO_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， $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$ (HPO_3) 或 $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ 確爲不安全之物，若將其長久放置，或將其水溶液加熱煮沸，則即變成 $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$ (H_5PO_4)，而無如之何。按 P_2O_5 確爲著名之脫水劑，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 V_2O_5 , Nb_2O_5 , Ta_2O_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。

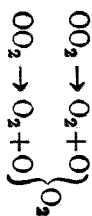


此等氧化物，依其一般式，恐不得不如上列諸式，但此外，尚有 SO_2 , SeO_2 , TeO_2 等氧化物，亦奇事也。若單由原子價之概念而言，則有 4 價與 6 價之物。按前已屢述，普通雖云某種元素之原子價爲幾

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_3 之氧化物，亦決無足驚異。或依狀態之如何，生出 SO ，或 SO_2 ，以至 S_2O_3 等物，亦斷無誤入迷途之必要，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 O_2O 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 O_3 ，余之所謂 O_2O ，即指 O_3 也。以書爲 O_2O ，殊覺麻煩，而遂寫作 O_3 。在性急者，固所欲爲，但應作 $\text{O}=\text{O}$ ，簡書爲 $\text{O}=\text{O}$ 。此中妙味，全爲包藏而無餘，謂之以 $\text{O}=\text{O}$ 與 $\text{O}=\text{O}$ 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 O ，自不待言。而 $\text{O}=\text{O}$ 之存在，如何重要，非可言宣。 $\text{O}=\text{O}$ 雖具 3 原子之 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 O 而已。其他 2 原子之 O ，則與空氣之 O_2 ，完全無異，其構造式，可表明如次：

$$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}=\text{O} \end{array}$$
 即由原子價爲 4 之 O 一原子，與原子價爲 2 之 $\text{O}=\text{O}$ 原子相結合而成。呈強烈之氧化作用者，即此原子價 4 之 O 原子是也。若將其放置，則即分解而成如下 3 分子之 O_2 。



O_3 比較 O_2 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 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。



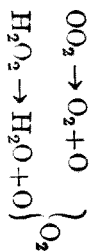
而實際吾人所知之 H_2O_2 ，其非 H_2O_3 之分解生成物耶。按臭氧酸之主體之爲 O_3 ，自不待言，而此 O_3 之性質，如前所云，乃有分解如下之特性。



又此 O 之氧化力極強，在其分解之一瞬，卽將參加水化反應之 H_2O 氧化，而成 H_2O_2 ，可以想見。而此處之 H_2O_2 ，復與 O_3 完全一樣，卽行分解如次，亦趣事也。



此O當然亦為強力之氧化作用，同時有與其他氧化劑相作用，而與其放出之O，相結合而成O₂之習性，是以又恰與還元劑相似。在後例方面O₂既為氧化劑，H₂O₂亦為氧化劑，惟H₂O₂對O₂則舉行下列反應：



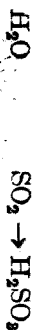
其結果，一如上式： $\text{OO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 2\text{O}_2$

是以若視O₂為氧化劑，則H₂O₂應視為還元劑，或若視H₂O₂為氧化劑，則O₂當作還元劑，此等事實，余亦不願謂基於H₂O₂之還元作用，恐以視作以接觸於氧化劑關係，遂致誘導還元，較為妥當耳。若從此義而言，則非還元劑，而乃可稱為還元輔助劑之物也。然此亦係相對之語，蓋若以O₂為主，則H₂O₂為還元輔助劑。反之，若以H₂O₂為主，則O₂應為還元輔助劑也。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H₂O₂一方為氧化劑，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↓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↓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↓高級氧化物，至於被還元物質，則成高級氧化物↓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：

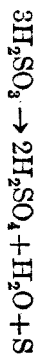


如無此種關係，而亦稱之爲氧化，或還元，恐爲吾儕理性之所不許也。總之，對於 O_2 與 H_2O_2 等物，如能明瞭此種關係，則對於化學反應之處置，更無爲難者矣。故 O_2 與 O_2 及 H_2O 與 H_2O_2 四者之存在，實爲重要也。次就 SO_2 之水化反應，而加以同樣之說明。此物究竟能生成何種之酸，一如下式：

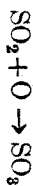


此酸謂之亞硫酸乃週知之事實，至若此酸，究爲強酸，抑爲弱酸，則與 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$ ， $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 等酸之強度，說明，完全相同，S 在週期律表中，位於第 6 族，且偏在右邊，故其爲非金屬元素也，毫無疑義。是以 H_2SO_3 似應爲強酸，蓋其主體 SO_2 中之主要元素 S，爲非金屬性質強烈物質故也。然 SO_2 中 S 之原子價爲 4，以一般而論，原子價 1、2、3 者，認爲金屬性質之元素，5、6、7 者，可認爲非金屬性質之元素，4 乃介在此兩者之中，至同爲 S 元素，僅以其所與結合 O 數之如何，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 SO_2 與次將討論之 SO_3 等物，惟 S 之氧化物，斷不可以爲僅此二種，計有 S_2O ， S_2O_2 ， S_2O_3 ， S_2O_4 ， S_2O_5 ， S_2O_6 ， S_2O_7 ， S_2O_8 等物，亦屬無妨，若此種寫法，不甚切合，則改作 S_2O ， SO ， S_2O_2 ， SO_2 ， S_2O_3 ， SO_3 ， S_2O_4 ， SO_4 現與諸君，慎重聲明，即 S 之氧化物，斷定僅爲 SO_2 ， SO_3 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，則在目前狀況，余尙不明，若再繼續思索與實驗，則不久諒可理解也。今於 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_4 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，即其自身或爲氧化劑，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 $S_2O_6 + O \rightarrow S_2O_6(SO_2)$

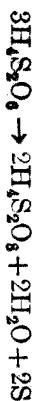
始成硫酸，無疑也。綜觀上式，由 H_2SO_5 即變為 H_2SO_4 ， H_2O 與 O 等物，實際此種奇異變化，雖覺麻煩，若不依較為自然之階段氧化反應，寫作 $SO_2 \rightarrow S_2O_4$ ， $SO_2 \rightarrow S_2O_6$ ，則不知其妙味也。若將 SO_2 視為 S_2O_4 ，則受水化反應，



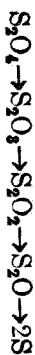
而生上列反應，又若以 SO_2 看做 S_2O_4 ，則依水化反應，非成下式不可。



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

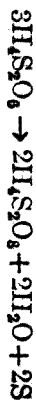
作用者也。若從結果而言，氧化劑之 S_2O_4 變成下式：



顯然可知。而 2 分子 $H_2S_2O_4$ 主體之 S_2O_4 以此 O 關係，舉行二次之氧化反應，而成次式：

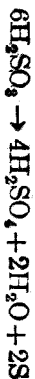


此處所生之 S_2O_6 又受水化反應，而成爲 $H_2S_2O_6$ ，再用 2 除之，則爲 H_2SO_4 ，應能明白。諸君自己，試將合式總合而觀之，則其反應結果式之爲

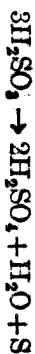


上式，當能理解也。

爲容易明白起見， $H_4S_2O_6$ 與 $2H_2SO_4$ 相當，故 3 分子之 $H_4S_2O_6$ 即與 $6H_2SO_4$ 相當。同樣 $H_4S_2O_4$ 即爲 $2H_2SO_4$ ，故 2 分子之 $H_4S_2O_4$ 者，即 $4H_2SO_4$ 之意也。若據此種思想，而將上式更改，則成下式：



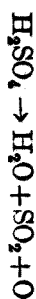
以 2 除之，則爲



對於同一 H_2SO_4 之相互反應，諒能饒興而理解矣。是以若僅簡單書爲 H_2SO_4 ，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， H_2SO_4 之主體爲 SO_3 ，而非金屬氧化物之 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 SO_2 爲主體之 H_2SO_4 ，不是強酸，然以 SO_3 爲主體之 H_2SO_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 $\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7$ 處，已經說及 H_2SO_4 爲極難揮發性酸，僅一哈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 H_2O ，實爲與 P_2O_5 相並稱之脫水劑也。不特此也， H_2SO_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，即當酸奮身分解時，先分解爲 H_2O ，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 O ，是宜注意者也。若用式示之，則如下：



若寫作結果式狀，則成

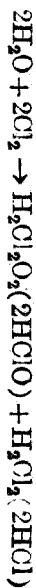


此乃諸位所充分容易理解者也。按前已屢次述及，酸之種種性質，即其主體非金屬氧化物之性質，而此等性質，乃各基於 SO_2 之性質，已不待言。故在化學上，對於各個氧化物之知識，誠爲重要。蓋元素彼此之作用，得由此窺察故也。由此觀之，竊信以爲，余所主張之氧化物反應說，實足表明化學之真理也。按以 S 爲主要元素而成之酸，此外尚有種種，俟後當覓便述之。至於 SeO_2 、 TeO_2 等非金屬氧化物，亦皆受水化反應，生成 H_2SeO_4 、 H_2TeO_4 等酸，與 SO_2 之時，完全相同。對 SO_2 既有 SO_3 ，

故對 SeO_3 , TeO_3 則亦宜有 SeO_2 , TeO_2 等物。而此等受水化反應後，當然亦有 H_2SeO_3 與 H_2TeO_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 H_2O ，則與 O 亦能生化化合物。即通 Cl_2 於 H_2O 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 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，即不能明白之說明，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，即酸本身，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， 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 Cl_2O ， HClO 酸之主體，亦同樣由 $(\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2 - \text{H}_2\text{O} = \text{Cl}_2\text{O}_2)$ 式而知其為 Cl_2O_2 ，反之， Cl_2O 受水化反應，而成 $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ ， Cl_2O_2 受水化反應，而生成 $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ ，自甚明顯之事實。吾人今所欲討論者，乃 $\text{Cl}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_2$ 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：

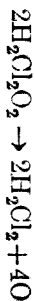


其氧化作用，非僅由 $\text{Cl}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{O}$ ，而乃為其酸分子式中所有 O 全體之氧化作用也。即稱為次氯酸 $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ ，將所有之 O 全體失去，而成為 H_2Cl_2 之徒手狀態，亦無不可。此種事實，余以為實一變態之化學反應，深感趣味，現尚在繼續研究中。又此酸作還元劑作用時，其酸之主體之 Cl_2O_2 逆受 $\text{Cl}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_2$ 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

身為氧化劑，又為還元劑之故。互相作用，而成次式變化：



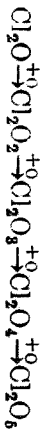
此即為以 $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ 之 1 分子，為還元劑，2 分子為氧化劑之反應結果式，自不待言。即 $2\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ ，因行氧化而分解如次：



由此 4O，而成下列反應：



今為容易明白起見，僅就此酸之主體，而加以說明。 Cl_2O 因受 Δ O 作用，而成下式：



諒能容易理解也。而 Cl_2O_6 復受水化反應，而成 $\text{Cl}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6$ (2HClO_3)。若以 $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ 改為 2HClO ， $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6$ 改為 2HClO_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 HClO_2 ，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 Cl_2O_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 $\text{Cl}_2\text{O}_8 - \text{Cl}_2\text{O}_2$ ，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 Cl_2O_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：

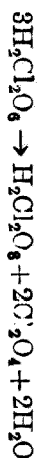


為容易了解起見，再以 2 除之，則如次式，亦無不可。



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

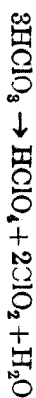
用何法耶。前已屢述，酸之主體，爲非金屬氧化物，而此氧化物之水化反應，卽成爲酸。故由酸之分子式，減去 H_2O ，卽可查出其主體。卽表明還元物質，以氧化劑之作用，而變爲 $\text{Cl}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_4$ 。故氧化劑只要捨去 2O 卽可。是以從 1 分子之 Cl_2O_6 ，失去 2O ，變爲 Cl_2O_4 ，雖覺充分，但此氧化劑，似達 $\text{Cl}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_4$ 而止，僅 O 之 1 原子，可供氧化之用，故需 2 分子之 Cl_2O_6 ，各自捨去 1 原子之 O ，方成爲 $\text{Cl}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_4$ ，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 $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6$ 爲 2HClO_3 ， $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_4$ 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 Cl 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。他書中雖大書爲未知，或尙未遊離者，試思，未知或未遊離，究係爲何。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



目，實至夢幻朦朧，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 獨似爲全無變化之存在，惟在實際方面，並非一無關係。吾人皆知 Cl₂ 與 H₂O 相作用，其結果成爲下式：



同樣，F₂ 豈非亦與 H₂O 相作用，而變如



而此 HFO 似即刻分解如次：



是以 HFO 以無 $\text{HFO}_2 \rightarrow \text{HFO}_4$ 之時間關係，應生之 F_2O ， F_2O_3 ， 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

Au	Hg	Tl	Pb	Bi	U
----	----	----	----	----	---

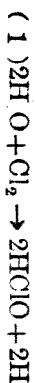
此項副屬係由氧化傾向列，稍加訂正而得1、2、3族之副族，較之主屬，其非金屬性質為強，而5、6、7族副屬，其金屬性質，反為強烈，需注意者也。又在副屬，若由縱的關係觀之，大略僅3、4、5族，乃依通則，其他則恰相反。即愈在上位，其金屬性質愈增加，漸次至下位，則其非金屬性質次第增加。若用同樣觀念，以觀第8屬，則由橫的關係而言，依Fe、Co、Ni之順序，其金屬性質次第減少，而Ru、Rh、Pd及Os、Ir、Pt等，其金屬性質，則漸加增。又由縱的關係而言，下位元素，較之上位者，其金屬性質，皆漸減少，而非金屬性質，則次第加增也。按週期律表，在化學之進展上，其貢獻雖甚大，惜對於化學之推理，則甚欠當也。依原子之比較的重量，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H₂O為其成分，或與H₂O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，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Cl₂元素與H₂O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 HClO 其酸性雖較 H_2CO_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， HClO 本身變爲 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 HClO 與 HCl 別爲二物，在化學反應上，互不相關係，則似覺未足，實 HClO 與 HCl 完全與他酸，有同樣之作用也。余雖簡單寫作 HClO 與 HCl ，但亦非寫作爲 $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ 及 H_2Cl_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 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 Cl_2O 分解而成 $\text{Cl}_2 + \text{O}$ ，則僅其所生之 O ，參與氧化作用乎，則又未必然也。按 Cl_2O 受水化反應而生之酸：



再依次式而排出其 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， $\text{H}_2\text{Cl}_2(2\text{HCl})$ ，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 H_2O 氣之存在，其可行乎。竊信此種反應，Cl₂先與極微量之溼氣相作用，而成下式：



此處所生之HClO，又與H₂作用，而生下式：

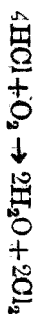


此H₂O，復與Cl₂相作用，如此將上述二種反應，循環不止，遂成爲HCl也。綜觀以上反應，最初具有之少量H₂O，經如此多次反應之後，仍生同量之水，是以雖於反應完結之後，仍有同量之H₂O，留存其間，可想而知，此殆卽此反應之真相也。此外適例，尙有H₂S酸存在，此酸亦可視爲H₂SO₄，或H₂SO₃等酸，與還元劑相作用，而將其分子式中所有之O，全體失去而生者也。卽



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 H_2SO_4 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 $\text{H}:\text{S} \vee \text{S}:\text{O}$ ，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 H_2SO_4 ，一遇還元劑之作用，則全部之O，得以奪去，而 H_2S 部分，則仍巖然不動也。又雖從 HClO ，或 H_2SO_3 ，等物，奪除其O，而成 HCl ，或 H_2S ，仍為著烈還元劑，亦

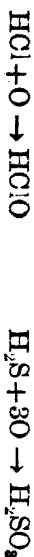
奇事也。惟雖云同爲還元劑，其強度自亦有異，如 HCl ，雖遇空中之 O_2 ，難成下式變化：



而 H_2S 則極易反應如次：

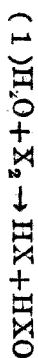


是以，若將 H_2S 置之更爲安全之狀態下，則以適當氧化劑之作用，而變爲如下，實趣事也。



此時 H_2SO_3 卽被氧化而成 H_2SO_4 ，自不待言。在化學反應上，有此一種形式之存在，是不能不充分理解者也。此外雖非酸類，有 H_2N 及 H_2P 、 H_2A 、 H_2B 以至 H_2C 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 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 H_2O 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 H_2 與 Cl_2 生成 H_2Cl_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

認為由其元素合成而得，應要認為此等酸，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：



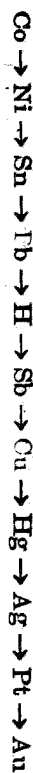
今此種酸類，各個之H，皆被氧化，成爲H₂O，故可視爲一還元劑，此必須注意之事實也。如



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 Na 雖易與 O 起氧化反應，而成爲 K_2O 、 Na_2O 。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

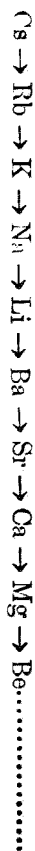
難於氧化者 → 易於分解

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

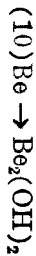
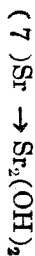
事屬至當，但是 K_2O 受水化反應易， $K_2(OH)_2$ ， BaO 受水化反應而成 $Ba(OH)_2$ ，則較 K_2O 時為難，漸漸自左而右進， CaO 受水化反應而成 $Ca(OH)_2$ ，則更困難，然較之 MnO 或 ZnO ，則可謂為易於水化反應者矣。無論舉例若干，亦莫不如此，此余之所以在余之化學中，將屢用水化反應之名詞導入也。由其意義，為無論金屬氧化物，或非金屬氧化物，不但能依之生成鹽基或酸，且將由金屬氧化物之水化反應，而生成之鹽基，能溶解於水之事，亦包括在內也。惟斷非由金屬氧化物與 H_2O 作用，即悉成鹽基，其於水中溶解之難易，則依其鹽基之性質而定，余所主張者，金屬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。前者爲強鹽基，後者當然爲弱鹽基，此不難判斷者也。根據以上之說明，吾人得所知者，爲何事耶。按欲知鹽基之強弱，當知以參照金屬元素之氧化傾向列爲便，自不待言。是以上述之氧化傾向列，即呼爲造鹽傾向列，亦可也。由此觀之，K, Na, Ba 等爲製造鹽基傾向甚強之元素，由此等元素而生成之鹽基，乃爲強鹽基，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 Cs_2O ，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，較之任何鹽基爲強，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：

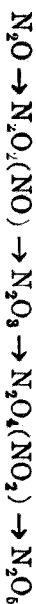


此等元素，皆爲非金屬元素，惟雖同爲非金屬元素，自左向右，則其元素之非金屬性質，逐漸增加。反之，由右而左，則逐漸減少。較爲非金屬之元素，則依氧化反應，而生非金屬氧化物，再由其水化反應，

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， $\text{Fe}(\text{OH})_2$ 、 $\text{Fe}_2(\text{OH})_2$ 卽其例也。此等鹽基，其鹽基性孰強，孰弱，現在余尙不知，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，恐亦有如下列氧化物：



此等氧化物中， FeO 與 Fe_2O_3 之主要元素皆為 Fe ，然其所合同一 Fe 之金屬性質之強弱，則 FeO 中之 Fe 較之 Fe_2O_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 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 N_2O_5 與 N_2O_6 乃主要元素同為 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 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 之原子價為 3

N_2O_5 中 N 之原子價為 5

故 N_2O_3 較之 N_2O_5 實為 N 之低級氧化物，昭然可見，主要元素雖同為 N，而 N_2O_3 中之 N，比較 N_2O_5 中之 N，其非金屬性質為弱，故以 N_2O_3 為主體之酸 $H_2N_2O_3$ ，比較以 N_2O_5 為主體之酸 $H_2N_2O_5$ 為弱，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，為一重要之知識。切須注意也。酸之所以稱為化學界之女性者，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。為舉行此種反應起見，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，自然具有使元素變為鹽之作用，此似係笑談，實為事實，且愈為強酸，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，又各為高級氧化物，當與元素反應時，即行分解，而自身變為

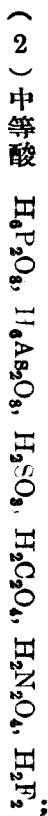
酸鹽化合物 → 低級氧化物 + O

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 O₂；
- (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 H₂Cl₂，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，H₂Cl₂ 最初亦為 H₂Cl₂O₂(HClO) 酸，此酸由 H₂Cl₂O₂ → H₂Cl₂ + 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，H₂Cl₂O₂ 與 H₂Cl₂ 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，

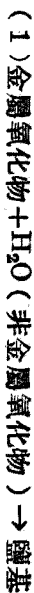
加以考慮，復依造酸傾向列於酸之強弱，不能不一論之，茲雖稍有異例，對於吾儕日常所見之普通酸類之強弱，稍一述之：



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

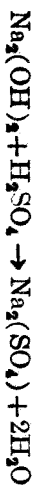
(一) 性之對立 種種元素，先由氧化反應而生各種之氧化物，較近於金屬之元素，生金屬氧化物，較近於非金屬之元素，則生非金屬氧化物。又由此等氧化物之水化反應，較近於金屬之氧化物，形成爲鹽基，而較近於非金屬之氧化物，則形成爲酸。竊思 H_2O 爲金屬氧化物，同時亦爲非金屬氧化物之兩性氧化物，其能溶解各種物質之特異性，恐卽基於此。故以余思之， H_2O 對於金屬性質強大之氧化物，其自身則如非金屬氧化物，經由水化反應之結果，而生鹽基。反之，對於非金屬性質強大之氧化物，其自身則如金屬氧化物，受水化反應而生酸也。今將此種關係，用化學方式，表示如次：



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 $\text{Na}_2(\text{OH})_2$ 之鹽基，與 H_2SO_4 之酸之結婚，略一述之。按 $\text{Na}_2(\text{OH})_2$ 乃由金屬氧化物 Na_2O 之水化反應，所生成之鹽基。同樣 H_2SO_4 乃由非金屬氧化物 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，究可得知何事耶。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 Na_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：

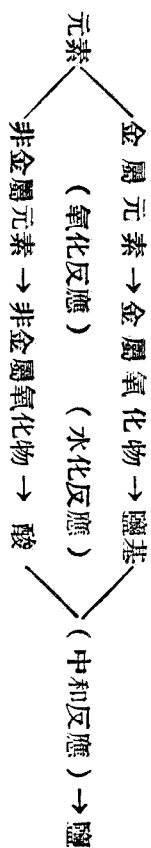
鹽基 酸



屢經申述，鹽基之所以呈鹼基性者，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，亦非鹽基，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 H_2O 者，無論如何，雖仍為 H_2O 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 H_2O ，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 H_2O ，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 H_2O ，及附從於酸主體之非金屬氧化物，而自身為金屬氧化物之 H_2O 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，

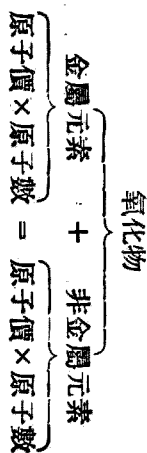


實乃根據上式，乃元素→鹽之變化也。余信此乃表示自然界實際徑路之階段反應，此種反應，非特極為重要，亦且為解釋無限化學變化之基礎，是以今再加入分解反應，合而為四，余本人稱之為化學之基本反應。

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

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 $Na_2(OH)_2 \rightarrow Na_2O + H_2O$ 。今將 Na_2O 中 Na 之原子價，依氧化定律而求之：

金屬氧化物
 Na_2O

金屬元素 2Na 非金屬元素 O

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

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

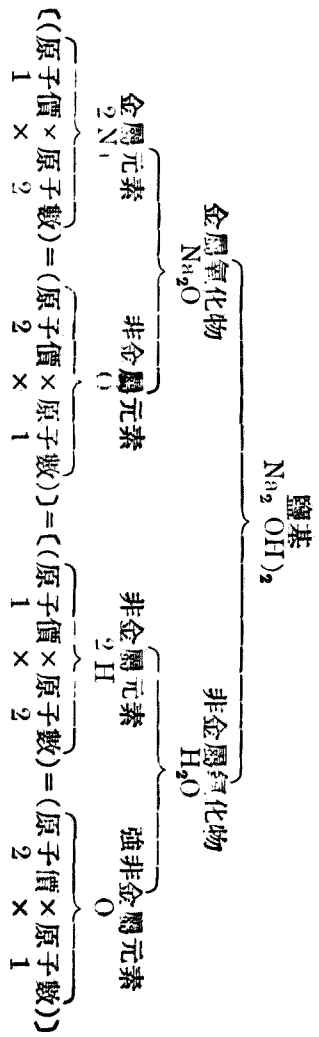
總原子價為 $1 \times 2 = 2$ ，是容易理解者也。今金屬氧化物中之主要元素，在此處當然為 Na ，以非金屬氧化物資格之 H_2O 中，其主要元素，當為 H ，自不待言。茲求此 H 之總原子價。

非金屬氧化物
 H_2O

非金屬元素 2H 強非金屬元素 O

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

依氧化定律， $x = \frac{2 \times 1}{2} = 1$ ，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 H_2O 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，是祈理解者也。譬如由氧化物 B_2O_3 之水化反應，而生成 $H_2B_2O_4$ 酸，應爲諸君所知，若難明白，則將其變爲 $\frac{H_2P_2O_6}{2} = H_2BO_3$ 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



非金屬元素 $2B$ 強非金屬元素 $3O$

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

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
 $3H_2O$

金屬元素
 $6H$

非金屬元素
 $3O$

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

今總括如下：

酸
 $H_6B_2O_6$

金屬氧化物
 $3H_2O$

非金屬氧化物
 1_2O_3

金屬元素
 $6H$

非金屬元素
 $3O$

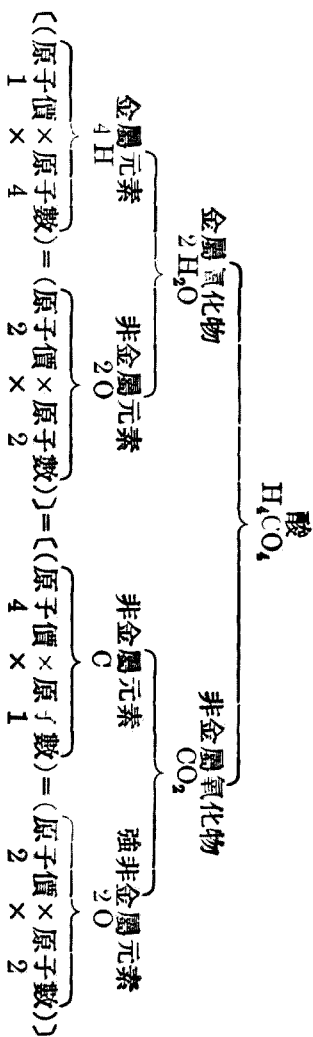
非金屬元素
 $2B$

並非金屬元素
 $3O$

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



總括之，則如下式：



H_2CO_3 吾人似不知有此酸之存在，但若將其中之 H_2O 脫去 1 分子，則為 $\text{H}_2\text{CO}_3 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_2$ ，此固吾人皆知其為碳酸者也。其為非金屬氧化物 CO_2 受水化反應而生之酸，自不待言。又 SiO_2 依氧化定律，同樣亦能生成 H_2SiO_3 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，

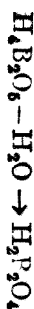
但數經精細之分析，亦殊不能獲得一定之結果，不得已將其定爲 $\text{SiO}_2 \cdot \text{XH}_2\text{O}$ ，恐乃強合之式，有背自然定律，人同斯憤。惟在事實之前，吾人唯有俯首下心，學習自然而已。至其所以示作 XH_2O 者，乃 X 之數不定之意也。按若將 SiO_2 已與若干分子之 H_2O ，受水化反應而成之矽酸，漸次加高溫，則 H_2O 之 1 分子，或 2 分子，即被脫去，而能形成相當之酸，若更加高熱，則 H_2O 全被脫失，而仍歸於 SiO_2 ，此種事實，究表何事耶。吾人對此難得之啓示試一深考之。竊思凡物質，由攝氏零下二七三度之極冷度，至幾萬度之極熱度間，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，是不可或忘者也。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 H_2O ，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 H_2CO_3 或 H_4SiO_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 H_2O 之 1 分子，則成下列之酸，恐決非誤謬之推論也。



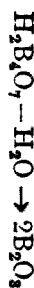
又若更加高熱，則仍回歸於下列之無水酸，即以吾人淺近實驗，亦易得知也。



由此觀之，吾人推想之正酸，如 H_2CO_3 或 H_4SiO_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 H_2CO_3 或 H_4SiO_4 之酸，雖不得見，在現今狀態下之 H_2CO_2 及 H_2SiO_2 ，亦必有其存在也。至其形體，即為各自脫去 H_2O 1 分子之 H_2CO_2 與 H_2SiO_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 $\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$ 酸方面，吾人雖知其為 $\text{H}_4\text{B}_2\text{O}_7$ 酸，若溫度加高，則失去其參與水化反應之 H_2O 之分子，初生 $\text{H}_4\text{B}_2\text{O}_7 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{B}_2\text{O}_6$ ，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 $11\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3$ ，事實則不然，乃由其 2 分子之中，失去 1 分子之 H_2O ，而變爲 $\left. \begin{matrix} \text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4 \\ \text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4 \end{matrix} \right\} - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$ ，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 $\left. \begin{matrix} \text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4 \\ \text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4 \end{matrix} \right\} - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$ 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 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$ 酸之主體爲 N_2O_4 ，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 N_2O_4 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 H_2O 之主要元素 H 之總原子價爲 10 起見，需 5 分子之 H_2O ，在諸君觀之，亦決非難事也。



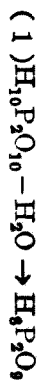
$$\left[\left(\begin{matrix} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ 1 \times 10 \end{matrix} \right) = \left(\begin{matrix} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ 2 \times 5 \end{matrix} \right) \right] = \left[\left(\begin{matrix} \text{原子價} \times \text{原子數} \\ 5 \times 2 \end{matrix} \right) = \left(\begin{matrix}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

至於 $\text{H}_{10}\text{N}_2\text{O}_{16}$ ($\text{H}_5\text{N}_2\text{O}_8$) 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 H_2O 而成者乎。



似由上式之程序，而最後成為 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 者也。竊常以為諸君對於 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6$ 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 $H_6P_2O_6$ 之形式，即以 2 除之，即得 H_3PO_3 ，是蓋得視爲由 $H_{10}P_2O_{10}$ 脫去 2 分子之水，而成者也。



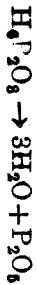
如此脫水，即得 $H_6P_2O_6$ ，若再加高熱，則再生



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_2SO_4 之正酸。



酸
 H_2SO_4

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

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

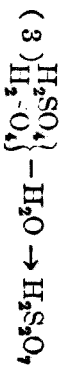
此酸果實際存在否耶，吾人雖尚未聞其存在，所知者爲 H_2SO_4 之存在，但 H_2SO_6 在某種狀態之下，亦必爲可以存在之酸也。其依狀態之推移，而逐漸脫去 H_2O 之 1 分子所成之酸，則果可視爲連續的存在也。卽



上列之酸，固得存在，



卽上列之酸，亦屬宜有也。若此後再爲脫水，則在回成 $\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_3$ 之前，由 2 分子 H_2SO_4 而脫去 1 分子之水者，亦有之，



生成 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ ，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。卽對於第 7 族者，亦莫不然

也。茲先舉 Cl_2 之氧化物之 Cl_2O_7 爲例，在此氧化物中， Cl 之原子價爲 7，其總原子價則爲 $7 \times 2 = 14$ ，又爲人所共知。是以 Cl_2O_7 爲完成其水化反應起見，所需要 H_2O 分子中 H 之總原子價，亦不得不爲 14，故需 7 分子之 H_2O 。若諸君不願求主要元素之總原子價，則依賴兩氧化物中 O 之原子數亦可。今 Cl_2O_7 中 O 之原子數爲 7， Cl_2O_7 爲完成水化反應起見，其所需 H_2O 之 X 分子中，亦須含有 O 之 7 原子方可，由此可知，其需要 $7\text{H}_2\text{O}$ 也。但 Cl_2O_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 Cl_2O_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
 Cl_2O_7

金屬元素
14H

非金屬元素
7O

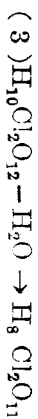
非金屬元素
2Cl

強非金屬元素
7O

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

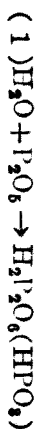
$$1 \times 14 \quad 2 \times 7 \quad 2 \times 7 \quad 2 \times 7$$

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 H_2O 之幾分子，而謂成某種形態連續的存在，亦可也。

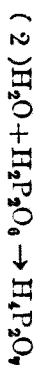


如此每次脫去 H_2O 之 1 分子，及至脫去 6 H_2O 之時，其殘留者則為 $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ ，實足驚異，若寫作 $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$ ，而不懂，將其以 2 除之，則可作 HClO_4 ，當甚明矣。根據以上所述事項，吾人發見正鹽基，雖為實在之物，而正酸則屢為不實在者也。往往應與 2 分子之 H_2O ，起水化反應之非金屬氧化物，而僅與其 1 分子相結合，又有時應與 5 H_2O 方能完成水化反應之非金屬氧化物，僅與 1 H_2O

或 $3\text{H}_2\text{O}$ 相結合而已。按 H_2O 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 H_2O 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 F_2O ， R_2O_2 ， R_2O_3 ， R_2O_4 ， R_2O_5 ， R_2O_6 ， R_2O_7 ， R_2O_8 之階段式，而增加其O。例如 N_2O_8 最先N與O化合成爲 N_2O ，其次成爲 N_2O_2 ，更繼而爲 N_2O_3 ， N_2O_4 ， N_2O_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 H_2O ，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 P_2O_5 ，當完成其水化反應時，最初與1分子之 H_2O ，起水化反應，而成爲



次又與1分子之 H_2O ，起水化反應，而成爲



再次又與：分子之 H_2O 起水化反應，而成爲



並非最初即與 H_2O 而起如下之水化反應也

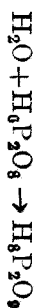


由此 $H_6P_2O_8$ 再與 H_2O 起水化反應，則形成如下之酸：



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，其進行較為容易，至所生成之諸酸中，何者為安定，雖由狀態之如何，方能決定，但其脫水之容易，可謂依 $H_{10}P_2O_{10}$ ， $H_8P_2O_9$ ， $H_6P_2O_8$ ， $H_4P_2O_7$ ， $H_2P_2O_6$ 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，則變為 $H_{10}P_2O_{10} - H_2O = H_8P_2O_9$ ，或變為 $H_6P_2O_8 - H_2O = H_4P_2O_7$ ，或再變為 $H_4P_2O_7 - H_2O = H_2P_2O_6$ ，故以 $H_{10}P_2O_{10}$ 為 P 之正酸，似無不可。然在普通狀態之下 P_2O_5 雖可由其階段的水化反應，即進而為 $H_6P_2O_8$ ，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，則為可存在之酸也。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_2O	$\text{Na}_2(\text{OH})_2$	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Na}_2(\text{OH})_2$	—
Mg_2O_2	$\text{Mg}_2(\text{OH})_4$	$\text{Mg}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Mg}_2(\text{OH})_4$	—
Al_2O_3	$\text{Al}_2(\text{OH})_6$	$\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{Al}_2(\text{OH})_6$	—
Si_2O_4	$\text{H}_8\text{Si}_2\text{O}_8$	$4\text{H}_2\text{O} + \text{Si}_2\text{O}_4$	$x\text{H}_2\text{O} + \text{Si}_2\text{O}_4$	—
P_2O_5	$\text{H}_{10}\text{P}_2\text{O}_{10}$	$5\text{H}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5$	$\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$	$2\text{H}_2\text{O}$
S_2O_6	$\text{H}_{12}\text{S}_2\text{O}_{12}$	$6\text{H}_2\text{O} + \text{S}_2\text{O}_6$	$\text{H}_4\text{S}_2\text{O}_8$	H_2O
Cl_2O_7	$\text{H}_{14}\text{Cl}_2\text{O}_{14}$	$7\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}_7$	$\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_8$	$6\text{H}_2\text{O}$

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 $\text{Na}_2\text{O}(\text{OH})_2$ ，若欲分解為 $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ ，則實為至難，而 $\text{Al}_2(\text{OH})_6$ 等，若稍加熱，則即可分解為 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ ，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 H_2O 5 分子結合者，僅能與 1 分子之 H_2O 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 H_2O ，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， H_2O 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 H_2O 為媒介，而舉行之化合也。此媒介之 H_2O 之所以時為非金屬氧化物，時為金屬氧化物者，即足表明， H_2O 為極顯著之兩性氧化物。至 H_2O 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 H_2O 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：

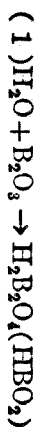


其中和反應，若以鹽基為主而言，金屬氧化物 + H_2O 中之非金屬氧化物 H_2O ，可視作被他種非金屬氧化物所置換，然在目下狀態，正鹽基雖能生成，而正酸則不能生成，故不能以鹽基為主，而

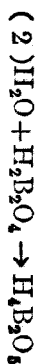
宜以酸爲中和反應之基本，而加以思索。又前已述及，正酸幾無存在，但由水化反應，所應需之 H_2O 中，脫去相當分子 H_2O 之酸，則有實在，故造成



上式，酸類所需金屬氧化物 H_2O 中，主要元素II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II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分子和水化反應，而生成次酸：



再依其階段的水化反應，而變爲



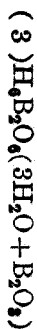
復與 H_2O 作用，而成下酸：



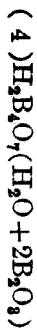
更有趣者，反之 $\text{H}_6\text{B}_2\text{O}_6$ 逐次脫去 1 分子之水，則似宜變為 $\text{H}_6\text{B}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{H}_4\text{B}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$ ，再由 $\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$ 之 2 分子，而脫去 1 分子之水，而為



$\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$ 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 $\text{H}_4\text{B}_2\text{O}_6$ ， $\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$ 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 Al_2O_3 之水化反應而生成之鹽基，當不待言。

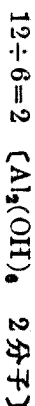
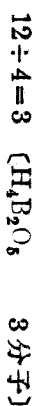


若以爲 $\text{Al}_2(\text{B}_2\text{O}_4)_3$ 不易明白，改書爲 $\text{Al}(\text{BO}_2)_3$ 亦可，在此種假定之下，應生成如此之鹽，想已理解矣。根據同樣原理，若以推定之 $\text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4$ 酸，各與原子價 1、2、3 之鹽基，舉行中和反應，則吾人皆知此酸爲 B_2O_3 與 2 分子之 H_2O 相水化反應而成，故此 $2\text{H}_2\text{O}$ 之 H 總原子價，爲 $1 \times 4 = 4$ 。茲依照前例，對於原子價爲 1 之元素氧化物，採用 N_2O ，原子價爲 2 之元素氧化物利用 MgO ，同樣 3 價元素之氧化物，採擇 Al_2O_3 ，惟決非僅限於此數種元素也。



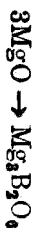
今此處須特別注意者，即元素氧化物之通式爲 R_2O ， RO ， R_2O_3 ， RO_2 ， R_2O_5 ， RO_3 ， R_2O_7 ， RO_4 。

人所共知，但以余思之，則應改爲 $R_2O, R_2O_2, R_2O_3, R_2O_4, R_2O_5, R_2O_6, R_2O_7, R_2O_8, R_2O_9$ 者也。然依一般而論，如 $R_2O_2, R_2O_4, R_2O_6, R_2O_8, R_2O_{10}$ 等能以 2 除之者，即以 2 除之，而變爲 $RO, RO_2, RO_3, RO_4, RO_5$ 不能以 2 除盡之 $R_2O, R_2O_3, R_2O_5, R_2O_7, R_2O_9$ ，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 $RO_1, RO_{1.5}, RO_2, RO_{2.5}$ 等式，困難殊多故也。即此而論，余主張其通式應爲 $R_2O, R_2O_2, R_2O_3, R_2O_4, R_2O_5, R_2O_6, R_2O_7, R_2O_8, R_2O_9$ 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，有被視爲別物之虞，故現仍一承舊貫也。此且不論，按 $H_4B_2O_6$ 中之 $2H_2O$ 與 $2N_2O$ 置換，當造成 $N_2H_4B_2O_6$ 之鹽，若與 2 分子之 MgO 相置換，則變成 $Mg_2N_2H_4B_2O_6$ 。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，當爲 12，再各以其總原子價除之，即依下列分子數：

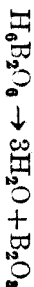


舉行中和反應，而成 $2Al_2(B_2O_6)_3$ 。諒可明瞭。但在實際方面，則不知有此種鹽類，至於實在與否，此

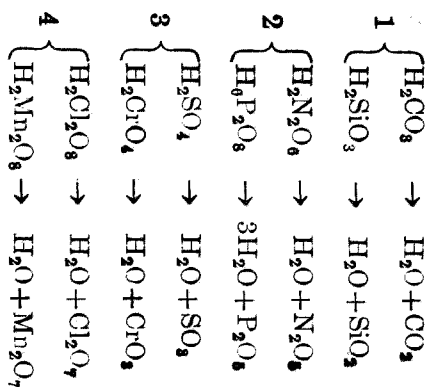
爲另一問題，上述推理，此處可視爲例證之一也。次對 $H_6B_2O_6$ 酸之同樣關係，加以考察，此酸爲 B_2O_3 與 3 分子之 H_2O 受水化反應而成，是以 $3H_2O$ 中 H 之總原子價爲 6，現對此 H_2O 與 Na_2O ， MgO ， Al_2O_3 等，在如何比例互相置換之問題，加以檢討。此等金屬氧化物中主要元素之總原子價，皆與 $3H_2O$ 之 H 之總原子價相等，而生中和反應，故只知若爲 Na_2O ，則需 $3Na_2O$ ，若爲 MgO 亦需 $3MgO$ ，若爲 Al_2O_3 ，則僅與 1 分子之 Al_2O_3 舉行中和即可，即



等是也。世俗雖謂 $H_6B_2O_6$ (H_8BO_8) 中，

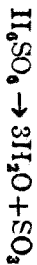


之 $3H_2O$ 僅 $1H_2O$ 可與 Na_2O 相置換也，若云根據容量分析，得此結果，則吾人對於指示藥方面，更須深加考慮方可，若再想及，探求微妙纖細之自然現象，而用如此粗雜不敏之五官判斷之，則當有所覺矣。然上記之鹽，在該種形態，實際並不存在者也。此外尚有種種之酸如下：

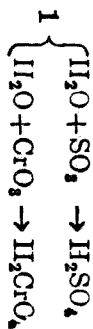


以上諸酸，如上式所示，除 $\text{H}_6\text{P}_2\text{O}_8$ 外，均由其各自之非金屬氧化物，與 1 分子 H_2O 舉行水化反應而成。如此水化反應之 H_2O ，可與原子價 1、2、3 等之金屬元素氧化物相置換，與前述 B 酸之說明相同，至其作金屬氧化物之 H_2O ，如何再為更強之金屬氧化物所置換，諒無重述之必要。但對於 $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 與 $\text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_8$ 等酸，至今未有機會申述者，略一說明之。按 C 與 S 為同族 Mn 與 Cl

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之酸之理解，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H₂SO₄，同樣Cr之正酸，亦當爲H₂CrO₄，下式所示：



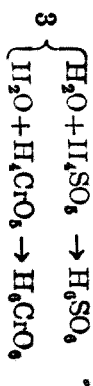
SO₂, CrO₂ 等非金屬氧化物，皆與3分子之H₂O，而完成其水化反應，前已屢述，此等非金屬氧化物，並非一次卽與3分子之H₂O，舉行水化反應，皆由階段的水化反應，而生



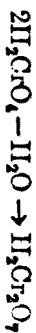
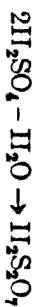
上物，次再水化而生



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 H_2O 化爲2式之酸再脫去1分子之 H_2O 而成1式之酸也。最有趣味者， H_2SO_4 、 H_2CrO_4 等，再行脫水，變爲裸體之 SO_2CrO_2 之前，從其2分子中，脫去1分子之 H_2O ，而成次列之酸：



此等皆可視爲由 2SO_4 、 2CrO_4 與1分子之 H_2O 和水化而成者也。此應視爲金屬氧化物之 H_2O ，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 CrO_2 ，乃爲殊易分解而成



前曾屢言， R_2O_3 常除2而作 RO_3 ，本擬不作如此無意義之摹仿，而寫作 R_2O_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 RO_3 。但此處寫作 CrO_3 者，實宜寫作 Cr_2O_6 ，此中情由，實宜充分意會者也。前會已言， H_2CrO_4 酸最初分解如次：



然後 CrO_3 即 Cr_2O_6 變成 $\text{Cr}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_5$ ，繼復 $\text{Cr}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$ ，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 $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 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 Mn_2O_7 與 1 分子之 H_2O 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 HMnO_4 ，亦可。此酸之正酸，應為 $\text{H}_4\text{Mn}_2\text{O}_7$ ，即 Mn_2O_7 ，應與 7 分子之 H_2O 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

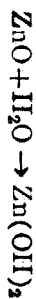


上列正酸，惟以連續次第脫水關係，最後僅存 1 分子之 H_2O ，而成 $\text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_6$ ，聊作餘詔而已。此酸之主體 Mn_2O_7 ，其性質頗奇，最易分解，儘量放出其 O ，成如次式 $\text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_2$ ，故 Mn_2O_7 之分解結果式為 $\text{Mn}_2\text{O}_2 + 5\text{O}$ 。若寫作 Mn_2O_2 ，不甚合意，則寫為 2MnO 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：



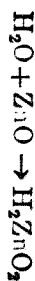
是不應忽視者也。此外尚有種種之酸存在，但無論如何，僅對其主體之非金屬氧化物，與幾分子之

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 ，雖同為 $1 H_2O$ ，但前者為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，皆為含有某種程度之金屬的性質，與非金屬的性質之元素，故稱為兩性元素。當然此等元素，因氧化反應而生成之氧化物，亦為兩性氧化物，自不待言。對於比自身較強之金屬性質元素之氧化物，則其自身裝成金屬氧化物，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 Zn 以證之，按前已述及， Zn 比位於此處之主屬元素，其金屬性質殊為衰弱，而其氧化物 ZnO ，因水化反應，造成下列之鹽基：

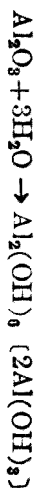


此時之 ZnO ，實為金屬氧化物。惟此鹽基，若作鹽基而論，則實至微弱，余視鹽基為化學界之男性，

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：



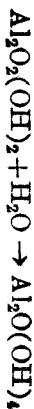
顯易令人想作非金屬氧化物，而此酸殆即應視爲正酸之鋅酸也。但是對於比自身較強之酸，則徹底作 $Zn(OH)_2$ ，而保持男性之威嚴，實亦笑事也。同樣，就第3族元素之「Al」而論之，亦莫不如此。由外觀言之，Al 爲金屬元素，而其氧化物 Al_2O_3 ，則舉行次列之水化反應，而成鹽基：



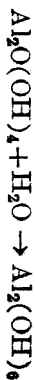
此種金屬氧化物，當起水化反應時，亦由階段的進行其水化反應，即最初 Al_2O_3 與1分子之 H_2O 相水化反應變爲



次復變爲



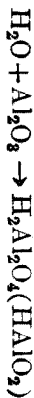
繼更變爲



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 Al_2O_2 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 Al_2O_2 與 1 分子之 H_2O 起水化反應，變爲



次變爲



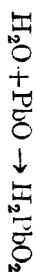
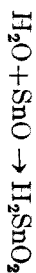
再變爲



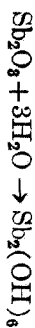
此種事實，易被矇混，稍不注意，即受意外之愚弄矣。凡此情形，即在第4族副屬元素之 Sn Pb 方面亦莫不然，茲擬深加探究理會之。按吾人皆知， SnO 或 PbO 受水化反應，



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 As_2O_3 ， Sb_2O_3 等，受水化反應，

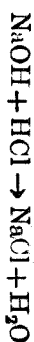


而生上列鹽基，如此種寫法，不易明白，則除2而作 $\text{As}(\text{OH})_3$ 、 $\text{Sb}(\text{OH})_3$ 亦可。但對於較己更強之鹽基，如 $\text{Na}_3(\text{OH})_2$ 及 $\text{K}_2(\text{OH})_2$ 等物，則即女裝，化而成酸，當是時其水化反應，恰如下式：



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 H_2O 舉行水化反應，則此等酸之中和度即可知矣。又此 H_2O 之II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 SnO 外，尚有 SnO_2 ，而鉛方面，亦有 PbO 與 PbO_2 二物，是宜嚴加注意者也。按 SnO 中 Sn 之原子價為2， 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 SnO_2 以至 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 SnO 與 PbO_2 較之 SnO ， PbO 等物，其酸性度為大，自不待言。同樣情形，對於 As_2O_3 ，則有 As_2O_5 ，對於 Sb_2O_3 ，則有 Sb_2O_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， PbO_2 較之 SnO_2 ，其酸性度為大，又 As_2O_5 比 Sb_2O_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，即爲各種之不含氧酸也。是以 H_2Cl_2 ， H_2S 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 ，竊信以爲其真實化學式，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

