

高初中化學



複習參考資料

第一冊

瀋陽市中學化學教學研究會編

遼
東
省
教
育
廳
印

PDG

序

「科學」有它嚴密的系統性，聯貫性，思想性，邏輯性等，我們如能很好的掌握一個理論和另一個理論，一個現象和另一個現象的關聯，並能相互對比，把它們綜合概括起來，系統的去複習，反覆的去練習，就可以使所學的知識，更加鞏固，便於靈活運用，從而獲得熟練技巧，爲了這個目的我們把中學化學的全部教材，做了一個全面的系統的總結，編寫了“高初中化學複習參考資料”全書共分三冊第一冊是從縱的系統和橫的系統分別總結了無機化學，另有一項附錄，可供初中教師和學生參考，第二冊是有機化學和三項錄附，第三冊是化學計算法，和兩項有關物理化學的附錄，第二和第三冊中的附錄內容有些超出中學化學水平，可當做教師從事教學工作的參考材料，一般的說中學學生不必去看這一部分，另外在各篇中(共四篇)凡畫有★號的地方表示不是中學學生必須掌握的內容，教師在領導學生做複習時唯一的根據是教學大綱和教材，這本複習參考資料僅僅能供教學工作的參考，

本書主要是根據楊成祥在1954年3月所寫的無機化學表解與計算法改編的，在改編過程中承受了我會核心組員 從景泰，聞永昌，張世馨，孫昌邦，賈輔元，劉世源，董純云，老師 以及二中化學教研組，孟繁武，李鐘祥老師很大的幫助，本書封面是由二中美術老師肇純一設計的，在這裡僅向他們致以衷心的謝意。

限於我們的水平，本書不免存在許多缺點和錯誤，希望讀者們廣泛的提出寶貴意見，我會將誠懇的接受並表感謝。

瀋陽市中學化學教學研究會

1955年1月2日

關於複習方法的說明

高中三年級臨畢業的學生，在老師的領導下，可將這本參考資料和教科書很好的結合起來不應孤立的去機械記憶各個表，而要把表上的內容和教科書上的材料聯系起來，這首先要精讀教科書，並隨時參考此小冊子，就可能複習的好一些。

領導高三同學做畢業總複習的老師們，應該周密的進行計劃。一般的說在最後一個學期中，起碼能上十八堂複習課，每堂都應通過提問，談話，測驗等方式啓發學生思維活動，並有重點的進行講解，有些地方是學生自己已能看懂的就不必在課上去講，這就是目錄中標題后寫着（0）的那些章，另外寫着（ $\frac{1}{2}$ ）（1），（ $1\frac{1}{2}$ ）（2），或（3）的地方表示各該章應當複習半堂，一堂，一堂半，兩堂或三堂，這些內容都是學生自己不易看明白或不能和教科書很好聯系起來的地方，教師必須深入備課，着重的去講解，使學生掌握知識的系統性。

高二下學期和高三（過渡班）學生，在講有機化學時可參考第二冊第三篇，其中有許多章都是階段複習的材料。

高一下學期的階段複習和總複習，可參考第一冊第二篇的第十一，十二兩章。

初中三年級下學期可參考第一冊附錄1的后半。初中將畢業的學生和領導初中學生做畢業總複習的老師，可參考附錄1的全部。

— 目 錄 —

※〔註〕

第一篇 縱觀無機化學 (2)..... 1

第一章 物質的變化, 運動, 種類, 構造, 組成, 性質($\frac{1}{2}$)	1
第二章 無機物 ($\frac{1}{2}$)	2
第三章 元素週期律和原子構造 ($\frac{1}{2}$)	3
第四章 溶液和電離學說 ($\frac{1}{2}$)	4

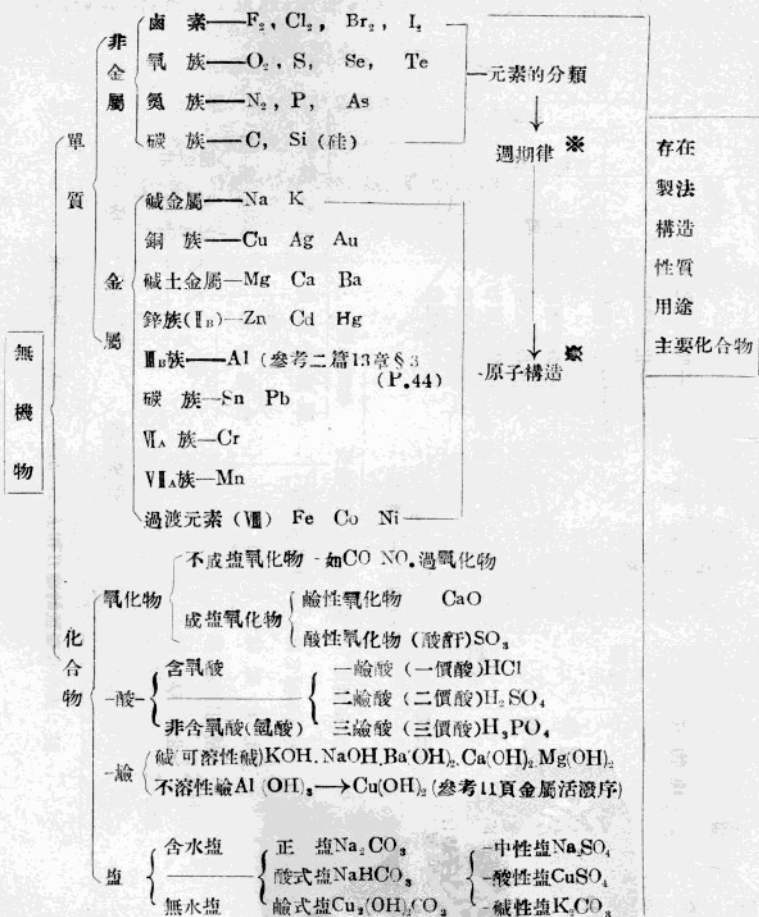
第二篇 橫觀無機化學 (11)

第一章 化學定律, 法則, 及學說, (0)	5
第二章 無機物之間的反應, (1)	5
第三章 化學反應的類型, 條件, 及各種方程式的寫法 (3)	9
第四章 自然界的無機化學, (0)	15
第五章 各種主要概念, 定義, (0)	15
第六章 無機物之製造及主要用途, (0)	21
第七章 重要化學工業生產過程與原理的圖解 (0)	24
第八章 無機物的命名法, (包括俗名) (0)	30
第九章 無機物的分析, (1)	33
第十章 各種非金屬的化學性質和主要化合物, (1)	36
第十一章 鹵族和氧族元素及其化合物的總結($1\frac{1}{2}$)	37
第十二章 主要鹽, 金屬氧化物, 鹼的溶解性, ($\frac{1}{2}$)	43
第十三章 金屬一般性質, 一般冶煉方法與合金, (2)	44
第十四章 氧化還元概念的演變與電子授受, (1)	46
第十五章 鹼金屬, 銅, 和鹼土金屬, (0)	50

※〔註〕 () 內的數字表示講課 (複習課) 的時數, 僅供參考

第十六章 鋁, 鎂, 銦的構造, 性質, 主要化合物, 存在和冶鍊(0).....	52
第十七章 無機物的分子結構 (0).....	53
附 錄 1. 初中化學複習的系統表“及”複習題.....	55
§ 1, “第一章 物質及其性質, 分子”	55
§ 2, “第二章 化學反應, 原子”和“第五章重要的化學定律”.....	57
§ 3, “第三章 氧, 空氣”與“第四章氫氣”.....	59
§ 4, “第六章 水和溶液”	61
§ 5, “第七章 最重要的幾種酸, 鹼, 氧化物和鹽”	63
§ 6, “第八章 碳, 燃燒”	65
§ 7, “第九章 鐵和其他金屬”	67

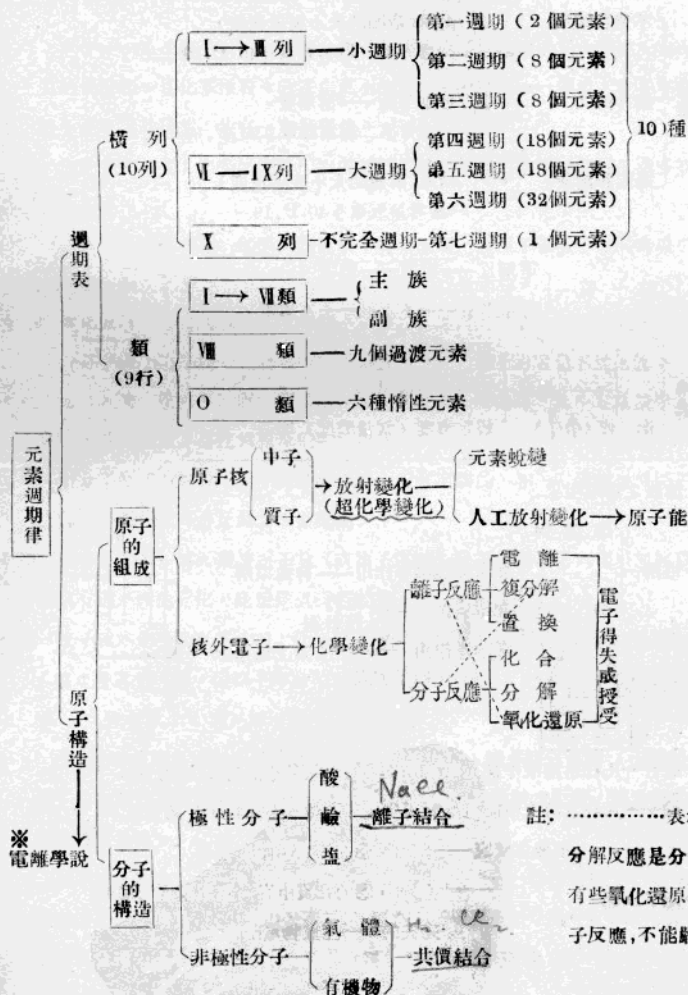
第二章 無機物(高中第一冊全部和第二冊後半)



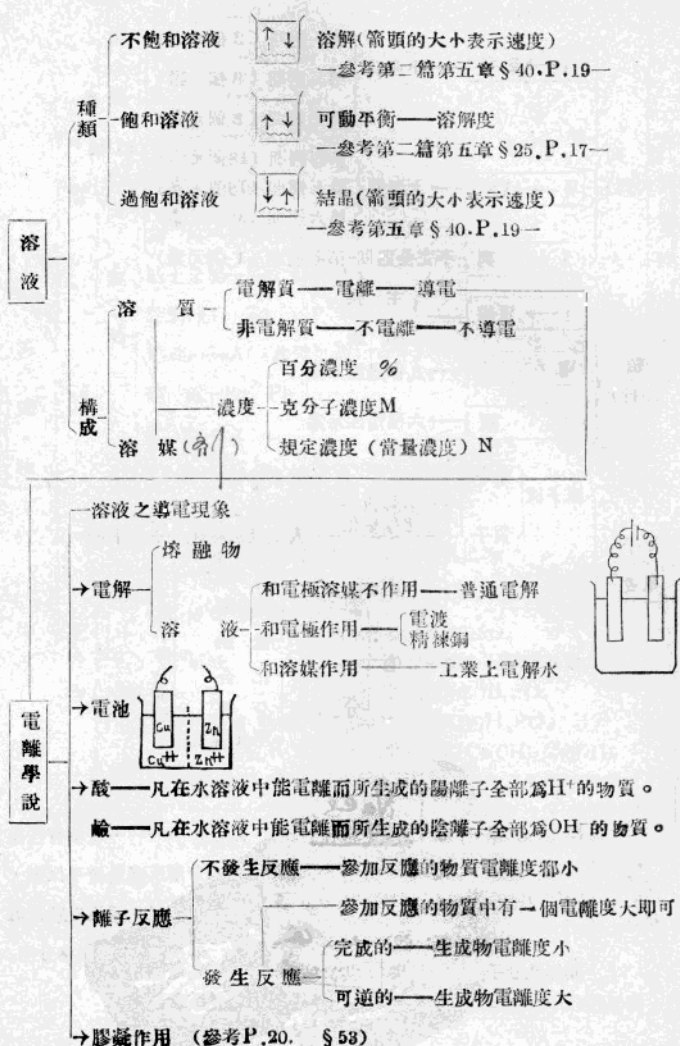
註：有※號者表示與第三章有重要關係

金屬元素所屬的族如Ⅲ_A等，參考第二篇第13章中的週期表

第三章 元素週期律和原子構造(高中第二冊前部)



第四章 溶液和電離學說(高中第二冊中部)



第二篇 橫觀無機化學

第一章 化學定律，法則及學說

§ 1 分子——原子論：一切物質都由分子組成。分子是物質的最小顆粒，它保持原物質的成份和一切化學性質。分子由更小的顆粒——原子——組成，原子和分子都處於不停的運動狀態：並有一定的質量。

§ 2 物質不滅定律：化學反應後，生成新物質的重量總和必等於參加反應各物質的重量總和。

用分子原子論解釋，化學反應僅原子排列改變，而原子個數不變同時原子重量還一定，所以生成物重量總和必等於反應物的重量總和。

§ 3 定比定律：一切純的同一化合物中其組成元素間的重量比固定不變。

用分子原子論解釋：化合物中原子個數比一定，原子的重量不變之故。

§ 4 倍比定律：任何甲乙兩種元素化合而成為數種化合物時，與一定重量甲元素化合的乙元素的重量，必互為簡單的整數比。

用分子原子論解釋：原子總是整個的，沒有半個的，和一定個數甲種原子化合的乙種原子的個數間必互為簡單整數比。

§ 5 元素週期律：將元素按原子量（或原子序數）增加的順序排列起來則可看出元素性質有週期性的變化，此規律就叫週期律。

§ 6 原子核外電子的配置法則：任何原子的最外層電子不得超過8個內層飽和電子數，第 n 層為 $2n^2$ 個，但原子序數較大的原子（13K以上）內層未飽和却能配置在外層（參考P.176 第三冊附錄6）

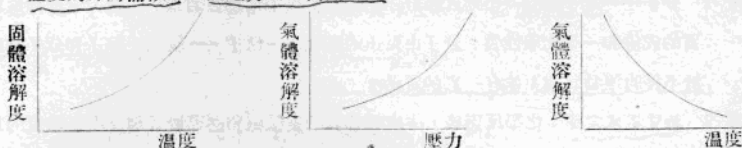
§ 7 價電子得失難易法則：最外層電子越少越容易丟，越多越容易得（一個最容易失去，七個最容易獲得）最外層電子數相同時，決定於距核之距離，遠者易失難得，近者難丟易得。

§ 8 原子構造學說：——原子的中心有一核——原子核——核外有電子，繞核高速運動而保有一定能量，核中有中子和質子，因為電子質量近於0帶一個單位負電（ $_{-1}e^0$ ）中子質量為1不帶電（ $_{0}n^1$ ）質子質量為1帶一個單位正電（ $_{1}H^1$ ），整個原子又為中性，所以：

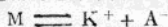
原子質量 = 原子核質量 = 質量數 = 中子數 + 質子數

原子核帶正電的單位數 = 質子數 - 電子數 = 核外帶負電的單位數

§ 9 溶解度和溫度，壓力的關係：固體溶解度隨溫度的升高而增大，氣體溶解度隨溫度的升高而減小，隨壓力的增高而增大。

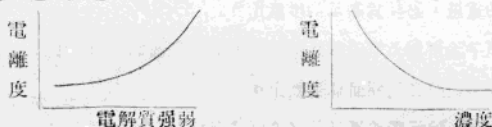


§ 10 電離學說：電解質在溶液中，它的分子能解離成離子，這個過程叫電離。解離出來的帶相反電荷的離子相遇，又從新結合成不帶電的分子，這種可逆變化最後達到可動平衡狀態稱為電離平衡。

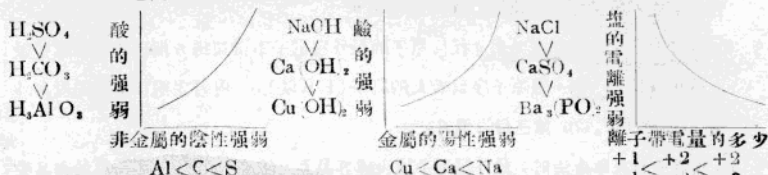


電離出的離子在溶液中不斷的運動着。正離子所帶正電的總量一定等於負離子所帶負電的總量。

§ 11 電離強弱法則：電離度的大小決定於電解質本身的強弱和溶液濃度，電解質越強，溶液越稀，電離度越大。



電解質的強弱決定於它的構造：——（見P.7之註）



§ 12 亞佛加德羅定律：溫度壓力和體積都相等的各種氣體，所含有的分子數彼此相等

1克分子的任何氣體，其分子數都相等，是N個
 $6.02 \times 10^{23} \dots N = 6.02 \times 10^{23} \dots$ 阿佛加德羅常數

一克分子的任何氣體，其體積在標準狀況下都等於22.4升……克分子體積

§ 13 氣體反應定律：因為一克分子的各種氣體，其體積在相同狀態下（即溫度壓力都相同），彼此相等，所以反應物和生成物在相同條件下都為氣體時，它們的體積互成簡單整數比（即方程式中各係數之比）例如使1體積的氮氣完全變成氨，必須和3體積的氫氣化合而生成2體積氨。



$$V_{\text{N}_2} : V_{\text{H}_2} : V_{\text{NH}_3} = 1 : 3 : 2$$

§ 14 近代化工業生產所利用的原則和原理：

1. 原則——連續性生產原則和自動化操作生產原則
2. 原理——對流原理和換熱原理

§ 15 栢特勃法則：可溶性的酸，鹼，鹽之間能發生複分解反應，不溶性的不作用（中和反應和生成揮發性酸時例外）。生成物中有一個脫離反應系，即有沉澱的鹽，鹼或揮發性酸生成時，反應則進行到底（完成），生成物如皆溶於水則是可逆反應。

（註）酸中除氫和氧外的非金屬的陰性越強（即越活潑或非金屬性質越強），它的酸性就越強。例如：S比C活潑所以 H_2SO_4 比 H_2CO_3 的酸性强。

鹼中金屬元素的陽性越強（即越活潑或金屬性質越強），它的鹼性就越強，例如：Na比Ca活潑所以 NaOH 比 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 的鹼性强。

決定鹽的電離度大小的因素之一是該鹽中離子帶電量的多少，因帶電量越少，離子間的引力也就越小，所以電離度增大，因而也就比較易溶於水。

第二章 無機物之間的反應

生成物 反應物	非金屬	酸	鹼	酸	鹽	水
金屬	氧化物 非含氧酸的鹽	氧化還原反應 $\text{Mg} + \text{SiO}_2$ $= \text{Si} + \text{MgO}$ (製硅方法)	氧化還原反應 $\text{Mg} + \text{SiO}_2$ $= \text{Si} + \text{MgO}$ (製硅方法)	鹼 + 氫氣	鹽' + 金屬' (表示生成新鹽新金屬)	鹼 + 氫氣 或 鹼性氧化物 + 氫氣
鹼性氧化物	氧化還原反應 $\text{CuO} + \text{C} = \text{Cu} + \text{CO}$ (製銅)	含氧酸的鹽	含氧酸的鹽	鹽 + 水	特殊置換反應(熱置換) $\text{MgCO}_3 + \text{CaO}$ $= \text{CaCO}_3 + \text{MgO}$ $\text{MgO} \cdot \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaO} \cdot \text{CO}_2$	鹼
鹼	氧化還原反應 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2$ $= 2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O}$ (製純鐵)	鹽 + 水	鹽 + 水	鹽 + 水	鹼' + 鹽' + 鹼' + 鹼'	電離變化 $\text{M}^+ + \text{OH}^-$
鹽	氧化還原反應 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$ 參考 P. 14 部分方程式	特殊置換反應(熱置換) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2$ $= \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$ $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SiO}_2$	酸	鹼' + 酸' + 鹼' + 酸'	鹼' + 鹼' + 鹼' + 鹼'	電離變化 $\text{M}^+ + \text{A}^-$
水	氧化還原反應 $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $= 4\text{HCl} + \text{O}_2$	酸	酸	電離變化 $\text{H}^+ + \text{A}^-$	電離變化 $\text{M}^+ + \text{A}^-$	電離變化 $\text{M}^+ + \text{A}^-$

註：1. 此表看是舉例：如看鹼性氧化物和酸起什麼反應？生成物是什麼？可從鹼性氧化物往右看從酸往下看，相交的那格就是生成物。

2. 格中有橫線者，表示一般情況不反應。

第三章 化學反應的類型條件及各種方程式的寫法

分類	通式	實例	條件
化	金屬 + 非金屬 = 鹽 非金屬 + 非金屬 = 鹽 酸酐 + 鹼性氧化物 = 鹽 酸酐 + 水 = 酸 鹼性氧化物 + 水 = 鹼	$2Sb + 5Cl_2 = 2SbCl_3$ $2P + 5Cl_2 = 2P_2Cl_5$ $SiO_2 + CaO = CaSiO_3$ $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$ $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$	非金屬必須活潑的 活潑非金屬 一般都可以，有的要加熱 一般常溫就行 必須是活潑金屬的氧化物(K→Mg)
合	正鹽 = 鹼性氧化物 + 酸酐 酸式鹽 = 正鹽 + 水 + 酸酐 鹼式鹽 = 鹼性氧化物 + 水 + 酸酐 含水鹽 = 無水鹽 + 水 氧化性鹽 = 鹼性氧化物 + 酸酐 + 氧 銨鹽 = 氨 + 酸酐 + 水 酸 = 酸酐 + 水 鹼 = 鹼性氧化物 + 水 金屬氧化物 = 金屬 + 氧	$CaCO_3 = CaO + CO_2 \uparrow$ $NaHCO_3 = Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \uparrow$ $Cu_2(OH)_2CO_3 = 2CuO + H_2O + CO_2 \uparrow$ $CuSO_4 \cdot 5H_2O = CuSO_4 + 5H_2O$ $2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2 + O_2$ $NH_4)_2CO_3 = 2NH_3 + CO_2 + H_2O$ $H_2SO_3 = SO_2 + H_2O$ $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$ $2HgO = 2Hg + O$	條件見次頁表 1 一般的加熱都可以 加熱 加熱 金屬不活潑 加熱 弱酸 弱鹼 $Ca(OH)_2 \rightarrow Cu(OH)_2$ } 參看 不活潑金屬(Hg→Ag→Ptl.
解	金屬 + 水 = 金屬氧化物 + 氫 金屬 + 酸 = 鹽 + 氫 金屬 + 鹽 = 鹽 + 金屬 非金屬 + 鹽 = 鹽 + 非金屬	$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$ $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2$ $Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$ $Cl_2 + 2KBr = 2KCl + Br_2$	比H活潑的金屬，極活潑生鹼 比H活潑的金屬 條件見次頁的表 2
置			
換			

分類	通 式	實 例	條 件
複	$\left\{ \begin{array}{l} \text{鹽} + \text{酸} = \text{鹽}' + \text{酸}' \\ \text{鹽} + \text{鹼} = \text{鹽}' + \text{鹼}' \end{array} \right\}$	$\begin{aligned} &2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = 2\text{Na}^+ \\ &+ 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \\ &\text{Ca}^{++} + \text{SO}_4^{--} = \text{CaSO}_4 \downarrow \\ &\text{Ca}^{++} + \text{OH}^- = \text{Ca(OH)}_2 \downarrow \\ &\text{Cu}^{++} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{S}^{--} = 2\text{Cl}^- \\ &+ 2\text{Na}^+ + \text{CuS} \downarrow \\ &\text{Fe}^{++} + 3\text{CNS}^- = \text{Fe(CNS)}_3 \\ &\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} \\ &\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \\ &\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$	生成揮發性酸(參考本表之參1) 生成沉澱的鹽(見次頁之參3) 生成的新鹽新鹼為沉澱 新鹽電離度小為沉澱 新鹽電離度小非沉澱 條件見次之頁參4 鹽的電離度大 鹼的電離度大
分	$\left\{ \begin{array}{l} \text{鹽} + \text{鹽}' = \text{鹽}'' + \text{鹽}''' \\ \text{酸} + \text{鹼} = \text{鹽} + \text{水} \\ \text{金屬氧化物} + \text{酸} = \text{鹽} + \text{水} \\ \text{酸酐} + \text{鹼} = \text{鹽} + \text{水} \end{array} \right\}$	$\begin{aligned} &\downarrow \begin{array}{c} +2 \quad \text{O} \quad \text{O} \quad +1 \\ \text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O} \\ +2\text{O} \end{array} \\ &\quad \quad \quad -e \times 2 \end{aligned}$ (參考48頁 § 2)	條件見次頁參5
氧化還原	$\text{氧化劑} + \text{還原劑} = \text{(還原態)} + \text{(氧化態)}$	$\begin{aligned} &\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaOH} \\ &\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe(OH)}_3 + 3\text{HCl} \\ &\text{CuCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu(OH)}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \\ &\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KOH} + \text{HNO}_3 \\ &\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaCl} \rightleftharpoons 2\text{KCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \\ &\text{NaCl} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{KOH} + \text{NaCl} \\ &\text{CuSO}_4 + 2\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \\ &\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 \end{aligned}$	強鹼弱酸組成的鹽易水解 弱鹼強酸組成的鹽易水解 弱鹼弱酸組成的鹽更易水解 強鹼強酸組成的鹽很難水解 所有的鹽(四個)電離度都大 電離度都大 電離度都大 為易分解物質
可逆反應	$\begin{aligned} &\text{鹽} + \text{水} \rightleftharpoons \text{酸} + \text{鹼} \\ &\text{鹽} + \text{鹽}' \rightleftharpoons \text{鹽}'' + \text{鹽}''' \\ &\text{鹽} + \text{鹼}' \rightleftharpoons \text{鹽}' + \text{鹼} \\ &\text{鹽} + \text{酸}' \rightleftharpoons \text{鹽}' + \text{酸} \\ &\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{AB} \end{aligned}$		

※1 無水正鹽熱分解的條件

1. 碱金屬鹽不能熱分解，如 NaCl , K_2CO_3 等
2. 碱土金屬的弱揮發性酸鹽和不揮發性酸的鹽不能熱分解如： $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, BaSO_4 等。
3. 各種金屬的硼酸鹽和硅酸鹽（矽酸鹽）不能熱分解。
4. 碱土金屬揮發性酸鹽，在高溫下熱分解，如 CaCO_3 。
5. 鋁及重金屬的揮發性酸鹽和弱揮發性酸鹽能熱分解
6. 銨鹽都能熱分解

茲列表總結如下：（+表示能熱分解，-表示不能熱分解）

酸 根	金 屬	碱 金 屬	碱 土 金 屬	Al 及 重 金 屬
揮發性酸的根 CO_3^{--} SO_3^{--}		-	+	+
弱揮發性酸的根 NO_3^{--}		-	-	+
不揮發性酸的根 SO_4^{--} , SiO^{--}		-	-	-

※2 金屬置換金屬，非金屬置換非金屬的條件

1. 「甲金屬」如比「乙金屬」活潑，甲則能置換鹽中之乙金屬，金屬活潑序如下：

$\text{K, Na, Ba, Sr, Ca, Mg, Al, Cr, Mn, Zn, Fe, Co, Ni, Sn, Pb (H), Cu, Hg, Ag, Pt, Au}$

2. 「甲非金屬」如比「乙非金屬」活潑，甲則能置換出非含氧酸鹽中之乙非金屬，

非金屬活潑序如下： $\text{S, I}_2, \text{Br}_2, (\text{O}_2), \text{Cl}_2, \text{F}_2$

※3 一般復分解反應完成的條件：——

1. 生成弱酸或揮發性酸（參考※1）
2. 生成水（參考※4）
3. 生成的鹽為沉澱
4. 生成的鹼為沉澱

鹽和鹼的溶解性表

	可 溶 性 者	不 溶 性 者
鹽	一般鹼金屬鹽	例外： $\text{K, Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
	一般銨鹽（ NH_4^+ 鹽）	例外： $(\text{NH}_4)_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
	一般硝酸鹽（ NO_3^- 鹽）	無例外
	一般 ClO_3^- , CH_3COO^- 鹽	例外： HgClO_3 , CH_3COOHg , CH_3COOAg
	一般 Cl^- , Br^- , I^- 鹽	例外： Ag^+ , Hg^+ , Pb^{++} 鹽
	一般 SO_4^{--} 鹽	例外： Ca^{++} , Sr^{++} , Ba^{++} , Ag^+ , Hg^{++} , Pb^{++} 鹽
	例外：鹼金屬鹽和銨鹽	一般 CO_3^{--} , PO_4^{--} , AsO_3^{--} , AsO_4^{--} , PO_4^{--} 鹽

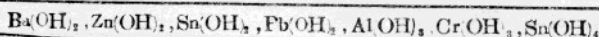
例外：輕金屬鹽($K^+ \rightarrow Al^{+++}$)	一般 S^{--}, CN^- 鹽
一般的酸式鹽	例外 $NaHCO_3$
無例外	一般酸式鹽
鹼 例外：鹼金屬及 $Ba^{++}NH_4^+$ 氫氧化物	一般氫氧化物

※4 中和反應的條件

酸或鹼，二者之中有一個是電離度大的（強電解質）反應就能完成，有些弱鹼，如 $Al(OH)_3$ 等和強酸起中和反應和強鹼也能反應，因為鋁是兩性元素，氫氧化鋁是兩性化合物之故。



下列金屬的氫氧化物，皆有兩面性：



※5 氧化還原反應的條件規律和部分方程式的寫法

凡氧化劑遇還原劑很容易起氧化還原反應。強氧化劑與強還原劑，在常溫就發生激烈反應。弱氧化劑與弱還原劑起反應時要加熱。所謂氧化劑是其分子中有高價原子的物質，或者說易於奪取電子的物質。所謂還原劑是其分子中有低價原子的物質，或者說易於放出電子的物質。氧化劑被還原後原子價降低（獲得電子）而變成還原狀態。還原劑被氧化後原子價增加（丟掉電子）而變成氧化狀態。今按氧化劑和還原劑強弱的順序，列表如下，並將它們的還原態和氧化態寫在下面。

氧化劑	MnO_4^-	$Cr_2O_7^{--}$	ClO_3^-	HNO_3	O_3	H_2SO_4	H_2O_2	H^+	CO_2	MO	Fe^{+++}
↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
	MnO_2		Cl_2	NO_2	O_2	(濃)				(金屬氧化物)	
↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
還原態	Mn^{++}	Cr^{+++}	Cl^-	NO	O^{--}	SO_2	H_2O	H_2	CO	M	Fe^{++}
↓		↓		↓		↓			↓		
		Cr^{++}		N_2		S			C		
↓				↓		↓			↓		
				NH_3		H_2S			CH_4		

註：M代表金屬原子

還原劑	C	H_2	S	M	SO_2	I	Cl^-	Fe^{++}
↓	↓	↓	↓	(金屬)	↓	↓	↓	↓
	CO		S	MO	SO_3	I ₂	Cl_2	Fe^{+++}
↓	↓	↓	↓	(金屬氧化物)				
氧化態	CO_2	H_2O	SO_2	M^{++}				
↓			↓	(金屬離子)				
			SO_3					