

高中化學演習

師大附中

胡希真 編著

第五冊

氧化還原反應、代表性元素

東華書局印行



版權所有・翻印必究

中華民國七十一年九月初版

高中化學演習（全六冊）

第五冊

定價 新臺幣 ~~60~~ 元整

（外埠酌加運費滙費）

著者	胡	希	真
發行人	卓	鑫	森
出版者	臺灣東華書局股份有限公司		
	臺北市博愛路一〇五號		
	電話：3819470 郵撥：6481		
印刷者	合	興	印 刷 廠

行政院新聞局登記證 局版臺業字第零柒貳伍號
(71044)

G 633.8
88
5

S 018691

目 錄

第十一章 氧化還原反應 1

電化電池 半電池的電位 濃度對電池電壓之影響 氧化數 氧化還原反應方程式之平衡 氧化還原滴定 電解 練習問題 問題解答 提示或詳解

第十二章 鹵素 80

鹵素之物理性質 鹵素之化學性質 鹵素之製取 鹵化氫 鹵素離子 碘滴定法 鹵素之含氧酸 練習問題 問題解答 提示或詳解

第十三章 週期表第三列元素 111

第三列元素之物性 第三列元素之化性 第三列元素氫氧化物之酸鹼性 第三列元素之存在和製備 練習問題 問題解答

第十四章 週期表第一第二兩行元素 145

鹼金屬 鹼土金屬 鹼金屬及鹼土金屬之存在及製備 練習問題 問題解答

附錄 高中化學實驗原理與問題 167

實驗二十四 氧化還原反應

實驗二十五 電化電池

實驗二十六 電解時銅、銀莫耳數與電子莫耳數之關係

實驗二十七 溶液中離子間之反應

實驗二十八 碘化鉀水溶液之電解

實驗二十九 碘

實驗三十 第三列元素

實驗三十一 定性分析之設計



S9000439

一盛有
橋為含有

之管。用玻璃絲塞在鹽橋的

實驗三十二 第二行金屬化合物之溶解度

實驗三十三 Ag^+ 、 Hg_2^{+2} 及 Pb^{+2} 等之分析

實驗三十四 未知溶液中陰離子之分析

附錄 半反應之標準還原電位表.....187

第十一章 氧化還原反應

“化學熱力學可指出二物質起反應時將發生何事。”

拉鐵默 (Wendell M. Latimer, 1953)

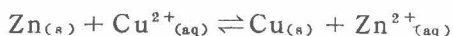
所有的化學反應，不是酸鹼反應 (acid-base reactions)，就屬於氧化還原反應 (oxidation-reduction reactions)。在本章，吾人將研究電化電池之化學，藉以進一步討論水溶液平衡中之氧化還原反應。

11-1 電化電池

由化學變化而產生電流 (即由化學能轉變為電能) 的電池稱為伏特電池 (voltaic cell) 或稱發電電池 (galvanic cell)，例如乾電池和丹尼爾 (Daniell) 電池。反之，電解或電鍍由外加電流通入電解槽或電鍍槽中 (即由電能轉變為化學能) 稱為電解電池。由研究電化電池中發生之化學反應，發現一種基本理論，可預言一化學反應在平衡時究竟利於反應物抑生成物；此類典型之反應稱為氧化 - 還原反應，即本章討論之主題。

11-1.1 半反應及發電電池

氧化還原反應最顯著的特徵為這些反應物可在分開的空間中僅藉電路連接而發生反應。圖 11-1 為一種包括金屬鋅及銅離子間反應之發電電池 (galvanic cell)：



此電池由兩個燒杯組成，其一盛有 $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ 溶液及銅棒，另一盛有 $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ 及鋅棒。兩液藉一鹽橋 (salt bridge) 相連。鹽橋為含有電解質溶液 (通常為 NH_4NO_3 或 KNO_3) 之管。用玻璃絲塞在鹽橋的

兩端，或將鹽溶解在膠狀物中，以阻止鹽橋中溶液之流動，但可做電解質之橋樑。當二金屬棒以安培計（ammeter）連結時，立刻顯示有電流通過，而電流之發生係由於電子之移動，可見在燒杯中有化學反應發生。在燒杯中，鋅棒溶解，銅沉積於銅棒上； $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ 溶液變濃，而 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ 溶液變稀。安培計指示電子從鋅棒經外線路流向銅棒。只要維持電路及鹽橋的連接，且維持相當量的反應物，則反應活性將連續不斷。

各燒杯中的反應如下：

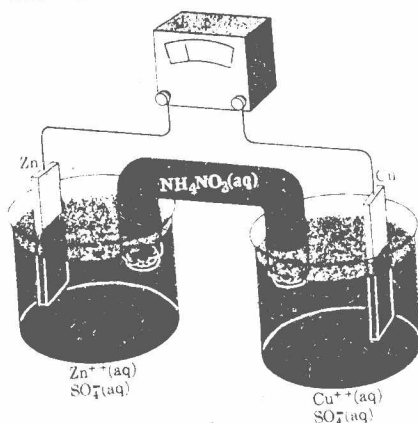
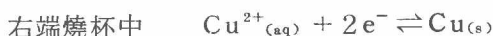
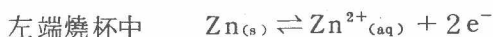
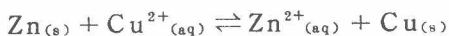


圖 11-1 $\text{Zn}-\text{Cu}^{2+}$ 發電電池



以上二反應稱為半電池反應（half-cell reaction）或半反應（half-reaction）。此二半反應之和即為全反應（或稱淨反應）：



電流的測定顯示，電池反應進行時，整個物系並不聚積或損失電荷，亦即常保持電中性。所得之電子數等於所失之電子數。鹽橋之目的在於阻止任何淨電荷在燒杯中聚積；藉鹽橋之助，使陰離子離開右燒杯，經鹽橋擴散，進入左燒杯；同時，陽離子自左向右經鹽橋而擴散。如果此種擴散的離子交換不發生，則在燒杯中聚積之淨電荷將立刻阻止外線路的電流通過，而使反應停止。雖然鹽橋並不參與電池之

化學反應，但要使電池反應之能夠發生，鹽橋是必備之物。

在電池中發生反應之導體（圖中之鋅棒和銅棒），稱為電極（electrode）。而電極反應涉及電子轉移（electron transfer），凡涉及電子轉移的反應，皆為氧化還原反應。

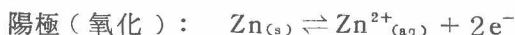
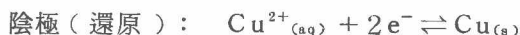
獲得電子之半反應，稱為還原（reduction）。

發生還原之電極，稱為陰極（cathode）。在商業電池上常標之以“+”號，即正極。

失去電子之半反應，稱為氧化（oxidation）。

發生氧化之電極，稱為陽極（anode）。在商業電池上常標之以“-”號，即負極。

在圖 11-1 的電池中，其電極反應如下：



其全反應稱為氧化還原反應：



11-1.2 一簡單之電池—在同一杯中之氧化還原反應

在前節中，氧化還原二反應分別發生在二個燒杯內；氧化還原二反應亦可在同一燒杯內進行。茲例釋如下：

(a) $\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$ 氧化 Zn

當鋅放在酸中時，起如下之反應：



若將純鋅置於硫酸之水溶液中，則不發生明顯之反應〔圖 11-2 (a)〕。若以不純之鋅代之，則氫氣由金屬上冒出，而鋅逐漸減少〔圖 11-2 (b)〕。

若換另一較穩定之金屬如銅（銅通常不與氫離子作用），使之與鋅連接後，將此二金屬同時浸入硫酸溶液中，發現鋅被侵蝕時氫氣却由銅上冒出。這顯示電子由鋅經導線到銅，而溶液中之氫離子就在銅處獲得電子形成 $\text{H}_{2(\text{g})}$ 。此系統正如一簡單之電池〔圖 11-2 (c)〕；於鋅陽極發生氧化反應：

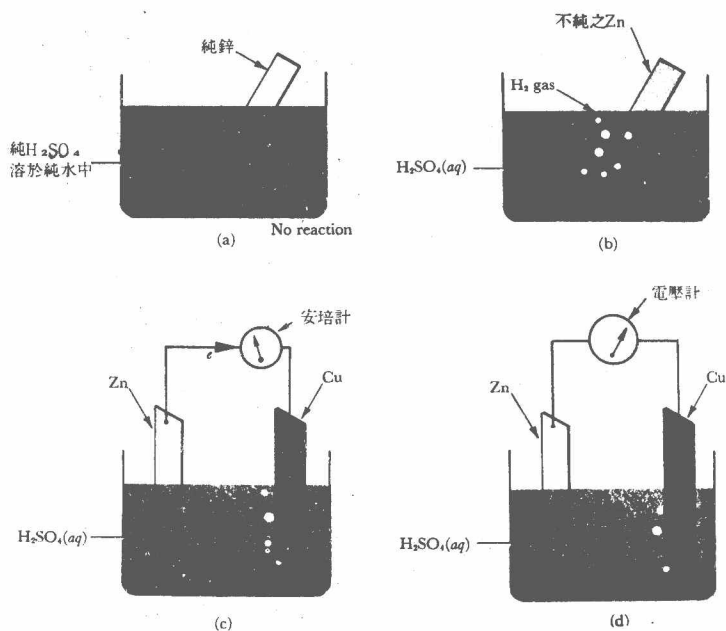
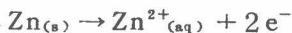


圖 11-2 (a)純鋅在硫酸水溶液中，看不出有何反應。
 (b)不純鋅在硫酸溶液中，氫氣在非鋅質處冒出。
 (c)(d)由鋅和銅所成之簡單電池。



圖 11-3 在一燒杯中，Cu 被氧化， Ag^+ 被還原。



於銅陰極則發生還原反應：



(b) $\text{Ag}^{+}_{(aq)}$ 氧化 Cu

如圖 11-3 所示，將銅線浸在硝酸銀水溶液中，則銅溶解而被氧化成 $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ （呈藍色），同時有金屬銀沉澱。在此燒杯中，溶解之 Cu 莫耳數與沉澱之 Ag 莫耳數之比為 $\text{Cu} : \text{Ag} = 1 : 2$ 。其反應式為：

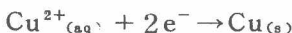
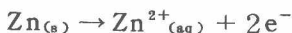


(c) $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ 氧化 Zn

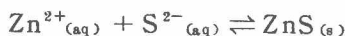
將鋅板置入硝酸銅水溶液中，則鋅板附上一層金屬銅，而溶液之藍色漸消失。所發生之反應為：



其半反應為：



如將硫化氫（ H_2S ）通入此反應後之水溶液，則生成白色硫化鋅沉澱。因此可知此水溶液含有 Zn^{2+} 。



反之，將 Cu 置入硫酸鋅水溶液中，並不發生明顯之反應。若於此水溶液中通入 H_2S ，並不產生黑色硫化銅（ CuS ）沉澱，這表示 Cu^{2+} 並不存在。顯然， $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ 不能氧化 Cu，而 $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ 可將 Zn 氧化。

11-2 半電池之電位

將金屬在水溶液中失去電子的傾向，以伏特（volt）表示者，稱為該金屬的氧化電位（oxidation potential）。金屬陽離子（或其他氧化劑）在水溶液中爭取電子的能力，以伏特表示者，稱為該金屬陽離子（或該氧化劑）的還原電位（reduction potential）。

11-2.1 電子之爭取與釋放

在酸鹼反應中，酸釋出 H^+ ，鹼爭取 H^+ ；吾人曾依酸度之大小（釋出 H^+ 之傾向），將各酸列成表。在氧化還原反應中，二種金屬離子爭取電子；吾人亦可依其獲得電子之傾向，將各金屬離子對列成表。由上一節（同一燒杯中之氧化還原反應）之諸反應中，可知 Ag^+ 爭取電子能力強於 Cu^{2+} ，而 Cu 失去電子的傾向大於 Ag ，亦即 Ag^+ 之還原電位高於 Cu^{2+} ，而 Cu 之氧化電位高於 Ag 。又 Cu^{2+} 爭取電子能力強於 H^+ 及 Zn^{2+} ， H^+ 又大於 Zn^{2+} ，而失去電子的傾向則為 $\text{Zn} > \text{H}_2 > \text{Cu}$ 。表 11-1 即依這些離子爭取電子的能力而列成，此表上端之半反應，其獲得電子的趨向大於下端者。

表 11-1 離子爭取電子能力減弱趨向

半 反 應
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})}$

由此表，當可預測在水溶液中 Ag^+ 可與 Zn 起反應， Ag^+ 將獲得電子，而 Zn 將失去電子，即 Zn 被 Ag^+ 氧化。事實亦如此，即



11-2.2 半電池電位之測定

每一電池皆含二個半反應，電池之電壓為其二半電池電位之差。但在實驗中不能使半反應單獨發生，故不能測出或計算出任何半反應電位之絕對值。因此，宜選定某一半反應為標準，並規定其電位為一標準值；然後將其他各種半反應逐次與此標準半反應合併，測定相對值。實用上，吾人以 $2\text{H}^+_{(\text{aq})} - \text{H}_{2(\text{g})}$ 半反應為測定半電池電位之標準，為方便計並定其標準電位 E° 等於 0.00 伏特。

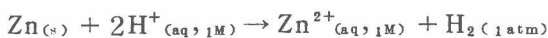


若吾人裝配一電池，其中包括上式之標準半反應，則所測該電池之電壓即等於另一個半反應之電位（圖 11-4）。

各電池之電壓，隨其狀態而變，故各半反應之標準電位，必在特定之狀態下比較。此狀態稱為標準狀態（standard state）。

氣體之標準狀態，為一大氣壓及 25°C 時；離子水溶液之標準狀態為 1.0M ；純物質之標準狀態，乃指 25°C 時其本身存在之狀態（氣態、液態或固態）。若半反應所含之各物質皆在其標準狀態，則其電位稱為該半電池的標準電位， E° 。

若將在標準狀態之 $\text{Zn}^{2+} - \text{Zn}$ 半電池，與在標準狀態之 $2\text{H}^+ - \text{H}_2$ 半電池合併，則此電池之電壓為下列反應之電位差（0.76 伏特）：



$$\Delta E^\circ = 0.76 \text{ 伏特}$$

此表示 $2\text{H}^+ - \text{H}_2$ 之標準電位較 $\text{Zn}^{2+} - \text{Zn}$ 者高 0.76 伏特，亦即 Zn^{2+} 之還原電位為 -0.76 伏特。



許多半電池之電位，即由此法量得。

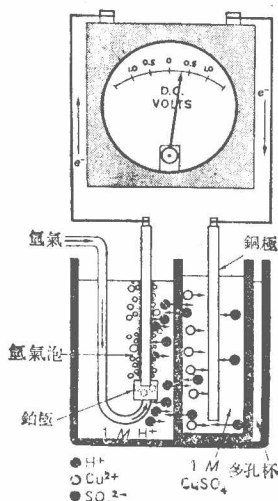


圖 11-4 由氫半電池與銅半電池所成之電化電池。

離子的還原電位值，即為該離子獲得電子傾向之定量表示。如該電位為正值，則該物質獲得電子之傾向大於 H^+ 者；如電位為負值，則其傾向小於 H^+ 者。

還原半反應的逆反應即為氧化半反應，其氧化電位之值等於逆反應之還原電位，但符號相反。



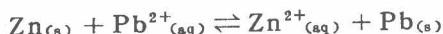
Zn^{2+} 之標準還原電位為 -0.76 伏特，即 Zn 之標準氧化電位為 $+0.76$ 伏特。

表 11-2 若干半電池之標準電位

半 反 應		E° 伏 特
氧 化 態	還 原 態	
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow$	$Mn^{2+} + 4H_2O$	+1.52
$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightarrow$	$2Cl^-$	+1.36
$MnO_{2(s)} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow$	$Mn^{2+} + 2H_2O$	+1.28
$Br_{2(l)} + 2e^- \rightarrow$	$2Br^-$	+1.06
$Ag^+ + e^- \rightarrow$	$Ag_{(s)}$	+0.80
$I_{2(s)} + 2e^- \rightarrow$	$2I^-$	+0.53
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow$	$Cu_{(s)}$	+0.34
$2H^+ + 2e^- \rightarrow$	$H_{2(g)}$	0.00
$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow$	$Pb_{(s)}$	-0.13
$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow$	$Ni_{(s)}$	-0.25
$Co^{2+} + 2e^- \rightarrow$	$Co_{(s)}$	-0.28
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow$	$Zn_{(s)}$	-0.76

表 11-2 列出若干半電池之標準電位（參閱附錄）。此表之用處可例釋如下：

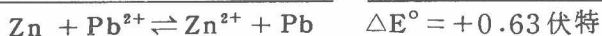
由反應標準電位之計算，可核對電池電壓及電子流動方向之正確性。例如



從標準半電池電位



相減此二反應式，且消去電子。或倒轉第二半反應之方向成為氧化半反應，且改變半電池電位之符號。



所得 ΔE° 值正等於實驗所測得之電池電壓。又由表 11-2 之預測，可知 Zn 失去電子之傾向大於 Pb，故此電池之反應為金屬鋅溶解，金屬鉛沉澱；鋅為此電池之陽極，鉛為陰極，電子由鋅極經導線流向鉛極。事實亦確如此。

另一組合， Ag^{+} -Ag 半電池及 Cu^{2+} -Cu 半電池所成之發電電池，已知



要在全反應中消去電子，必須倒轉 Cu^{2+} -Cu 半反應，並將 Ag^{+} -Ag 半反應乘以 2：

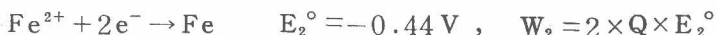
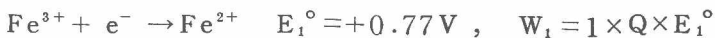


細心留意，當半反應之方向倒轉時，其半電池之電位正負號改變，但半反應式乘以 2 時，半電池電位不變。其理由為電位之高低僅指示一反應驅動力（driving force），故與反應進行之方向有關；但反應式乘以 2，僅與反應物之量有關，而與驅動力，或半電池電位無關；故金屬電極的粗細大小亦不影響其電位的高低。

電位不是能量，所以二半反應相加或相減時，所成反應式的電位，不能由原二半反應的電位相加或相減而得；但可由電位求得能量，則

$$\text{電功 (W)} = \text{總電量 (Q)} \times \text{電位 (E)}$$

例如：



由黑斯定律， $W_3 = W_1 + W_2$ ，即 $3E_3^{\circ} = E_1^{\circ} + 2E_2^{\circ}$

$$\therefore E_3^{\circ} = \frac{E_1^{\circ} + 2E_2^{\circ}}{3} = \frac{+0.77 - 0.88}{3} = -0.04 \text{ 伏特}$$

11-2.3 依半電池之標準電位表預測反應

半電池之電位是其半反應進行傾向的量度，各種不同氧化劑或還原劑之強度，可由其半反應之標準電位決定；還原電位愈高，氧化力愈強；氧化電位愈高，還原力愈強。

例如： $\text{Zn}^{2+} - \text{Zn}$ 半反應電位（ -0.76 伏特）小於 $\text{Ni}^{2+} - \text{Ni}$ 者（ -0.25 伏特），二者之差為 0.51 伏特；顯然， Zn^{2+} 之氧化力小於 Ni^{2+} ，但 Zn 之還原力却大於 Ni 。因此，在同一燒杯中， Zn 可被 Ni^{2+} 氧化，亦即 Ni^{2+} 被 Zn 還原，也就是說 Zn 與 Ni^{2+} 之反應能自然發生；其電位差 $\Delta E^{\circ} = +0.51$ 。反之， Ni 與 Zn^{2+} 之反應不能自然發生，其電位差 $\Delta E^{\circ} = -0.51$ 伏特。

又如： $\text{Ag}^{+} - \text{Ag}$ 半反應電位為 $+0.80$ 伏特， $\text{Cu}^{2+} - \text{Cu}$ 半反應電位為 $+0.34$ 伏特，表示 Ag^{+} 之氧化力大於 Cu^{2+} ， Cu 之還原力大於 Ag 。故在硝酸銅水溶液中，銀不被氧化， Cu^{2+} 不被還原，亦即 Ag 與 Cu^{2+} 之反應不能自然發生；其電位差 $\Delta E^{\circ} (\text{Ag} - \text{Cu}^{2+}) = -0.46$ 伏特。反之， Cu 與 Ag^{+} 之反應則能自然發生；其電位差 $\Delta E^{\circ} (\text{Cu} - \text{Ag}^{+}) = +0.46$ 伏特。

由上述結果，得知在標準狀態下，若一反應的 $\Delta E^{\circ} > 0$ ，則反應能自然發生；反之， $\Delta E^{\circ} < 0$ ，則反應不能自然發生。

氧化力愈強（還原電位愈高）的氧化劑，其共軛還原劑的還原力則愈弱。例如，氧化力： $\text{Ag}^{+} > \text{Cu}^{2+} > \text{Zn}^{2+}$ ，還原力： $\text{Zn} > \text{Cu} > \text{Ag}$ 。

〔例 1〕

鹵素離子之標準氧化電位（單位：伏特）各為 $F^-: -2.87$ ， $Cl^-: -1.36$ ， $Br^-: -1.07$ ， $I^-: -0.53$ ，就鹵素元素及鹵素離子間之反應而言，當最強氧化劑與最強還原劑反應時， ΔE° （伏特）應為

- (A) -2.34 (B) -1.51 (C) 2.34 (D) 4.68

〔62 學年度聯考〕

〔解〕 (C)

〔例 2〕

下列各化學反應，何者向右進行：

- (A) $ZnSO_4 + Cu \rightleftharpoons CuSO_4 + Zn$
 (B) $Al_2O_3 + 2Cr \rightleftharpoons Cr_2O_3 + 2Al$
 (C) $CuSO_4 + H_2S \rightleftharpoons CuS + H_2SO_4$
 (D) $CaCl_2 + CO_2 + H_2O \rightleftharpoons CaCO_3 + 2HCl$
 (E) $2FeCl_3 + 3H_2S \rightleftharpoons Fe_2S_3 + 6HCl$

〔63 學年度聯考〕

〔解〕 (C)

氧化電位： $Zn > Cu$ ； $Al > Cr$

$CaCO_3$ 與 Fe_2S_3 均可溶於鹽酸，但 CuS 不溶於強酸。

〔例 3〕

下列五項中，何者不是化學反應？

- (A) $NaCl_{(aq)} + KNO_{3(aq)} = NaNO_{3(aq)} + KCl_{(aq)}$
 (B) $AgNO_{3(aq)} + LiCl_{(aq)} = AgCl_{(s)} + LiNO_{3(aq)}$
 (C) $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} = NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
 (D) $Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} = Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$
 (E) $Fe^{3+}_{(aq)} + SCN^{-}_{(aq)} = FeSCN^{2+}_{(aq)}$

〔63 學年度聯考〕

〔解〕 (A)

〔例 4〕

在實驗室欲製備二氧化氮氣體時，所需試劑是

- (A)濃鹽酸 (B)濃硝酸 (C)濃硫酸 (D)金屬鈉 (E)銅片

〔 63 學年度聯考 〕

〔解〕 (B)(E)

〔例 5〕

一硝酸銀溶液中加進若干量鋅粉時，析出 5.40 克銀。下列各項敘述中，不符合上述實驗數據者是：

〔原子量：Ag = 108，Zn = 65.4〕

- (A)鋅溶去 1.64 克 (B)鋅溶去 3.27 克 (C)鋅放出 1/20 莫耳電子
(D)銀離子接受 3.01×10^{22} 個電子 (E)所用電量為 4.825 安培。

〔 63 學年度聯考 〕

〔解〕 (B)(E)

〔例 6〕

下列各化合物水溶液，濃度皆為 0.1 M，在其中分別加入鋅片，不起化學反應者應為

- (A)硝酸銀 (B)氯化鎂 (C)硫酸亞鐵 (D)硫酸銅

〔 65 學年度聯考 〕

〔解〕 (B)

〔例 7〕

已知下列各半反應之標準電壓： $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}$ ， $E^\circ = -0.44$ 伏特； $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ ， $E^\circ = 0.77$ 伏特； $\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$ ， $E^\circ = 1.36$ 伏特。

含 Fe^{2+} 及 Fe^{3+} 的水溶液（各離子濃度均為 1 M）中通以 1 大氣體之氯氣，則將發生何種變化？

- (A) Fe^{2+} 被 Cl_2 氧化為 Fe^{3+} (B) Fe^{3+} 被 Cl_2 還原為 Fe^{2+}

(C) Fe^{3+} 被 Cl_2 還原為 $\text{Fe}_{(s)}$ (D) Fe^{2+} 被 Cl_2 還原為 $\text{Fe}_{(s)}$

{ 65 學年度聯考 }

[解] (A)

{ 例 8 }

已知 $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^- = \text{Zn}_{(s)}$, $E^\circ = -0.76$ 伏特;

$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- = \text{Cu}_{(s)}$, $E^\circ = +0.34$ 伏特;

$\text{Ag}^{+}_{(aq)} + e^- = \text{Ag}_{(s)}$, $E^\circ = +0.80$ 伏特;

若將 $\text{Zn}-\text{Cu}^{2+}$ 電池與 $\text{Cu}-\text{Ag}^{+}$ 電池之各銅極相連結，而測量
鋅極與銀極間之電位差，則其數值應為

(A) 0.64 伏特 (B) 1.26 伏特 (C) 1.56 伏特 (D) 2.36 伏特

{ 66 學年度聯考 }

[解] (C)

$\text{Zn}-\text{Cu}^{2+}$ 電池的電壓 $\Delta E^\circ = +0.76 + 0.34 = 1.10$ 伏特

$\text{Cu}-\text{Ag}^{+}$ 電池的電壓 $\Delta E^\circ = +0.80 - 0.34 = 0.46$ 伏特

各銅棒相連結時（順串聯），鋅極與銀極間之電位差為

$1.10 + 0.46 = 1.56$ 伏特

{ 例 9 }

已知在鹼性溶液中 $\text{MnO}_4^{2-}_{(aq)} = \text{MnO}_4^{-}_{(aq)} + e^-$, $E^\circ = -0.54$
伏特; $\text{MnO}_2_{(s)} + 4\text{OH}^{-}_{(aq)} = \text{MnO}_4^{2-}_{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2e^-$, $E^\circ = -0.58$ 伏特。則下列各項敘述中，何者為正確？

(A) 在 $1\text{ M } [\text{OH}^-]$ 溶液中， MnO_4^- 是比 MnO_4^{2-} 較強的還原劑

(B) 在 $1\text{ M } [\text{OH}^-]$ 溶液中， MnO_4^{2-} 是比 MnO_4^- 較強的還原劑

(C) 在鹼性溶液中， MnO_4^- 可進行自身氧化還原變成 MnO_2 和 MnO_4^{2-}

(D) 在鹼性溶液中， MnO_4^{2-} 可進行自身氧化還原變成 MnO_2 和 MnO_4^-

(E) MnO_4^{2-} 在酸性溶液中不穩定

{ 67 學年度聯考 }

[解] (B)(D)(E)

(A) MnO_4^- 僅當氧化劑。