

2

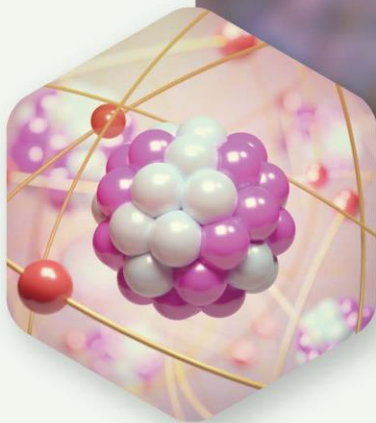
ch.

物質的形成

2-1 原子的結構與週期表的誕生

2-2 化學鍵

2-3 化學式與化學反應式



原子是組成物質的基本粒子，不同的原子性質各不相同，但是隨著科學家的發現，原子並非不可分割，不同的原子均具有相同的部分。本章將介紹原子結構的發現過程，並說明原子核外電子的排列情形。科學家也發現各種原子間若依特定的順序排列，則原子間的各项性質具有規律性的變化，因此本章亦將介紹週期表的形成與應用。另外，原子間如何連結以形成各種性質迥異的化合物；如何利用化學式來表示物質的組成和結構；如何利用化學反應式描述一個化學變化的

⊙ 浩瀚的宇宙，無數的星球在夜空中閃閃發亮，引人遐思！然而組成這些星球中的元素究竟有多少種？它們以什麼方式鍵結？一直是科學家探索的課題。



原子的結構與週期表的誕生

你想過嗎



- ① 國中理化課本或高中化學課本都附有週期表，它是怎麼排列出來的？
- ② 呼吸所需的氧氣、不同樣式的黃金飾品及半導體材料的矽，甚至電線材料的銅，它們之間有什麼不同，又是如何分類的？

原子是構成物質的基本單位，而分子是由原子所組成。但是原子並非如同第一章道耳頓「原子說」的描述是不能分割的；在國中的課程中，曾介紹現今的科技已證實原子是由電子（electron）、質子（proton）及中子（neutron）等微小的粒子所組成。本小節將介紹原子結構，並說明原子核外電子的分布情形、各種元素的性質以及週期表的誕生。

1 原子基本構造與原子序

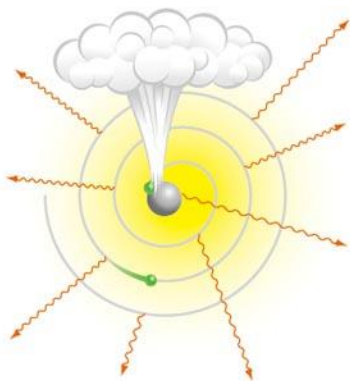
現今原子結構的發現主要是經由十九世紀末至二十世紀初的科學家們努力而來，先後發現電子、原子核、質子及中子，而後才有如今的「核型原子模型」。由於科技發展日新月異，至今原子核中已有許多的其他微粒也陸續被發現。科學家們證實：原子是由帶負電的電子環繞帶正電的原子核所組成，電子在原子核外運轉，占有該原子大部分的空間，原子核體積極小，帶正電，幾乎占原子的所有質量。



參 教學延伸

教學註解

- 1 拉塞福核型原子模型的缺點：不能解釋原子之穩定性。由於電子環繞原子核的運動為加速度運動，必有電磁波放出，電子能量急速減少，必循螺線墜入原子核中而崩潰，如圖 T2-1，如此氫原子只能存在 2×10^{-11} 秒，但事實上氫原子相當安定。



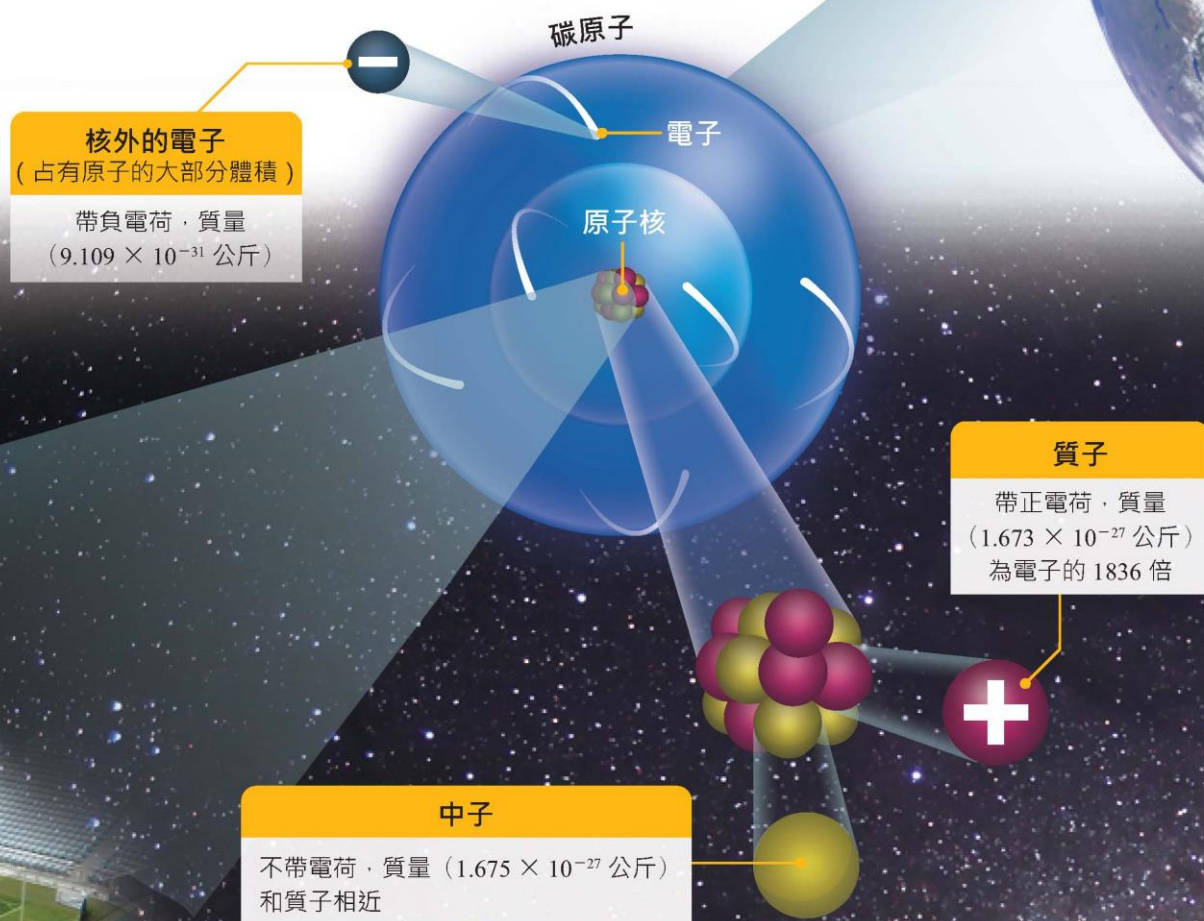
▲圖T2-1 拉塞福原子的崩潰示意圖

2 電子的命名

由於法拉第（Michael Faraday，1791～1867，英國）在 1834 年曾提出基本電量單位的想法，再加上當時科學家普遍接受所有原子應有等量的正電和負電的想法。於是在 1874 年科學家史東尼（George Johnstone Stoney，1826～1911，英國）將氫離子所帶電量命名為“electrine”，後來他又建議將此電量修改為 electron，便成為今日我們所說的「電子」。

這些發現歷程中，拉塞福（E. Rutherford，1871～1937，英國）於1911年發現原子核，並在1919年發現原子核中含有帶正電的質子。而在1932年，查兌克（J. Chadwick，1891～1974，英國）也發現原子核中含有與質子質量相近但不帶電荷的中子。依照上面的各種發現及實驗結果，我們可將原子模型簡要整理如圖2-1所示。其中，原子直徑約為 10^{-10} 公尺，原子核位於原子中央部分，直徑約為 $10^{-15} \sim 10^{-14}$ 公尺。如果將原子大小視為地球，則原子核大小可視為長度約為200公尺的運動場。

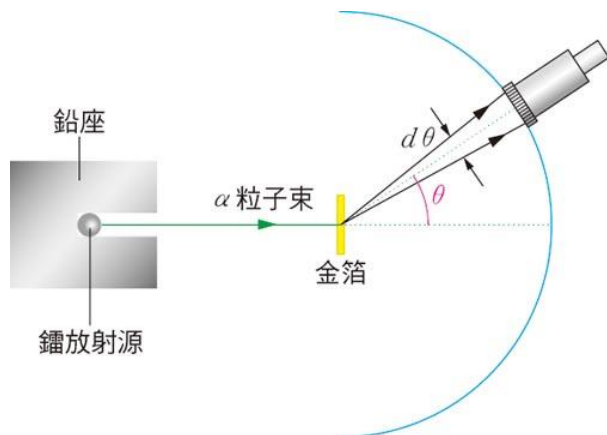
圖 2-1 原子模型



① 拉塞福之 α 粒子散射實驗

拉塞福的學生馬士登 (Ernest Marsden, 1889~1970, 英國) 及助手蓋革 (Hans Geiger, 1882~1945, 德國) 在其指導下, 以鐳放射出的 α 粒子撞擊金箔, 並在暗室中透過望遠鏡計數在螢光屏上的亮點以推測原子結構。如圖T2-2所示, θ 為 α 粒子散射角, 拉塞福所計數之 α 粒子, 是指散射入 θ 和 $\theta + d\theta$ 之間的 α 粒子總數。

α 粒子出現大角度 ($>90^\circ$) 散射的機率約為小角度 ($<5^\circ$) 散射的 10^{-4} 。



▲圖T2-2 拉塞福 α 粒子散射實驗的示意圖

其中金箔的厚度僅約 $1 \mu\text{m}$ (10^{-6}m), 約有104個金原子排列。由於 α 粒子速率快, 其質量約為電子的7300倍, 所以電子無法影響 α 粒子的運動, 如同子彈射入蚊子群中, 子彈可直接穿過。拉塞福比擬大角度 (超過 90°) 的散射, 為「就像你以15吋的砲彈射擊一張紙, 結果砲彈反向打到你」, 拉塞福據此提出核型的原子模型。

因此組成原子的基本粒子有三種，分別是原子核外的電子、核內的質子和中子。其中，電子的質量為 9.109×10^{-31} 公斤，電量約為 -1.602×10^{-19} 庫侖；原子核中的質子帶正電，電量約為 1.602×10^{-19} 庫侖，質量為電子質量的 1836 倍；中子不帶電，質量略大於質子，如表 2-1。

表 2-1 原子中三種基本粒子的比較

粒子名稱	質量 (公斤)	電量	
		庫侖	基本電荷 ^註
電子 (e)	9.109×10^{-31}	-1.602×10^{-19}	-1
質子 (p)	1.673×10^{-27}	$+1.602 \times 10^{-19}$	+1
中子 (n)	1.675×10^{-27}	0	0

註 基本電荷 = 1.602×10^{-19} 庫侖

由於不同元素的原子所含有的基本粒子數目不同，因此不同的元素會具有不同的性質，各種原子的組成可用圖 2-2 的元素標示法表示。

在此標示法中，X 為元素符號，左下角的 Z 為該元素的**原子序** (atomic number)，即質子數，在不帶電的原子中亦等於其電子數。左上角的 A 為該元素的**質量數** (mass number)，即其原子核內質子數與中子數的總和，因此原子核內的中子數等於質量數 (A) 減去質子數 (Z)。

以碳-12 為例，其質子數為 6，質量數為 12，便以 $^{12}_6\text{C}$ 符號標示。大部分的原子具有中子，但氫原子 (^1_1H) 僅有質子與電子而無中子。

若為陽離子，則其電子數較質子數少；若為陰離子，則正好相反。

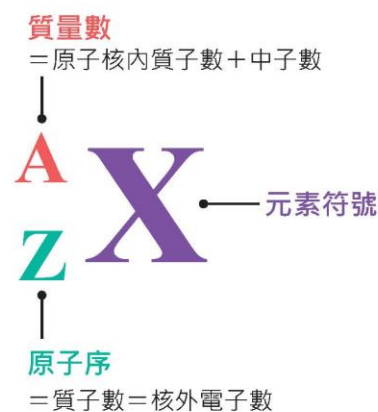


圖 2-2 元素標示說明

教學註解

① 質子、中子與電子的質量關係

定 $^{12}_6\text{C}$ 為 12 amu，1 amu = $^{12}_6\text{C}$ 原子的 1/12。

$$\therefore 1 \text{ amu} = 1.66056 \times 10^{-27} \text{ kg} = \frac{1}{N_0} \text{ g}$$

$$m_n \text{ 中子質量} = 1.6750 \times 10^{-27} \text{ kg} = 1.008665 \text{ amu}$$

$$m_p \text{ 質子質量} = 1.6726 \times 10^{-27} \text{ kg} = 1.007276 \text{ amu}$$

$$m_e \text{ 電子質量} = 9.109 \times 10^{-31} \text{ kg} = 0.000549 \text{ amu}$$

$$m_n = 1839 m_e, m_p = 1836 m_e$$

① 元素標示法補充

元素標示法若為 $^{17}_8\text{O}_2^{2-}$ ，表示為 $^{17}_8\text{O}$ 所形成的雙原子陰離子。

$$\text{質子數} = 2 \times 8 = 16$$

$$\text{中子數} = 2 \times (17 - 8) = 18$$

$$\text{電子數} = 2 \times 8 + 2 = 18$$

2 同位素

若同一元素的原子具有相同的質子數與電子數，卻有不同的中子數與質量數，這些原子即互為**同位素**，如 $^{35}_{17}\text{Cl}$ 及 $^{37}_{17}\text{Cl}$ 分別稱為氯-35及氯-37。由於原子的化學性質與其電子數或質子數有關，因此同位素間的化學性質相似，但物理性質則因為彼此的中子數不同而有差異。因為化學性質相似，通常無法利用化學方法分離，而需藉助物理方法。

表 2-2 為一些常見元素的同位素，例如：氫元素有氕（H）、氘（D）和氚（T）三種同位素。如圖 2-3 所示，氕、氘和氚的質子數都是 1，不過氕的中子數為 0，氘的中子數為 1，氚的中子數為 2，因此三種原子的質量數並不相等。

表 2-2 一些常見的同位素及其在自然界的含量

元素	同位素	電子數	質子數	中子數	名稱	自然界含量
氫	^1_1H (H)	1	1	0	氕	99.999
	^2_1H (D)	1	1	1	氘	0.001
	^3_1H (T)	1	1	2	氚	極微量
碳	$^{12}_6\text{C}$	6	6	6	碳-12	98.892
	$^{13}_6\text{C}$	6	6	7	碳-13	1.108
	$^{14}_6\text{C}$	6	6	8	碳-14	極微量
氧	$^{16}_8\text{O}$	8	8	8	氧-16	99.759
	$^{17}_8\text{O}$	8	8	9	氧-17	0.037
	$^{18}_8\text{O}$	8	8	10	氧-18	0.204
氯	$^{35}_{17}\text{Cl}$	17	17	18	氯-35	75.77
	$^{37}_{17}\text{Cl}$	17	17	20	氯-37	24.23

由表 2-2 可知各元素皆存在不同含量的同位素，因此週期表中元素的原子量是以該元素在自然界中平均原子量計算。

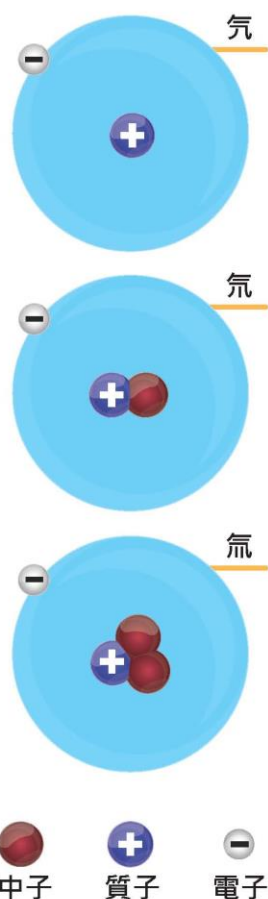


圖 2-3

氕、氘和氚有相同的質子數，但中子數不同（示意圖，未按比例繪製）

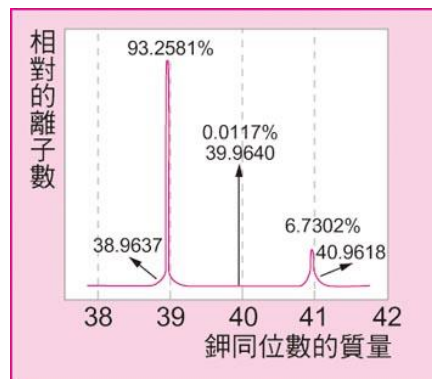
教學註解

① 同位素與同量素

質子數相同但質量數不同的原子稱為同位素，如 $^{12}_6\text{C}$ 、 $^{13}_6\text{C}$ 。質子數不同但質量數相同的原子稱為同量素，如 $^{14}_6\text{C}$ 、 $^{14}_7\text{N}$ 。

- ② 利用質譜儀可測定元素存在於自然界之含量，並可求得其平均原子量，例如：存在於自然界的鉀元素在質譜儀所得質譜如下圖T2-3所示有三條質譜線，每一質譜線所代表各原子的質量及自然界含量為：

$^{39}_{19}\text{K}$	38.9637 amu	93.2581%
$^{40}_{19}\text{K}$	39.9640 amu	0.0117%
$^{41}_{19}\text{K}$	40.9618 amu	6.7302%



▲ 圖T2-3 鉀元素的質譜

由此可知鉀元素有 $^{39}_{19}\text{K}$ 、 $^{40}_{19}\text{K}$ 及 $^{41}_{19}\text{K}$ 三種同位素 \Rightarrow 鉀的平均原子量為： $38.9637 \times 93.2581\% + 39.964 \times 0.0117\% + 40.9618 \times 6.7302\%$ 。

知識

補充站

電子荷質比、質譜儀原理及同位素（見 p.176）

元素的平均原子量為各同位素的原子量乘以其在自然界含量所得的總和，如式 2-1 所示。

$$\text{平均原子量} = M_1 \cdot X_1 + M_2 \cdot X_2 + \dots$$

式 2-1

M_1 、 M_2 ……為各同位素原子量， X_1 、 X_2 ……為各同位素在自然界的含量百分率，其中 ($X_1 + X_2 + \dots = 1$)。

圖 2-4 為碳元素於週期表中的表示法，碳在自然界有三種同位素（表 2-2）：原子量為 12 的 $^{12}_6\text{C}$ 占 98.892%、原子量為 13.0034 的 $^{13}_6\text{C}$ 占 1.108%，而含量極少的 $^{14}_6\text{C}$ 忽略不計，故碳元素平均原子量的計算方式如下：

$$12.0000 \times 98.892\% + 13.0034 \times 1.108\% \doteq 12.01$$



圖 2-4 碳元素在週期表中的表示法



例題 2-1

在核能發電時，進行核分裂反應，常使用重水 (D_2O) 作為中子的減速劑。若重水分子的氧為 $^{16}_8\text{O}$ ，利用表 2-2，試求出一個重水分子中含有若干個質子、中子和電子？

解 因為 $^{16}_8\text{O}$ 有 8 個質子、8 個中子和 8 個電子。 ^2_1D 有 1 個質子、1 個中子和 1 個電子。因此，共有 $8 + 1 \times 2 = 10$ 個質子、10 個中子及 10 個電子。

練習 1

核能電廠主要以鈾為反應爐的原料，鈾常見的三種同位素有 ^{234}U 、 ^{235}U 及 ^{238}U ；其原子量依次為 234.0409、235.0439 及 238.0508，各同位素在自然界中的含量分別為 0.005%、0.720% 及 99.275%，試求出鈾的平均原子量為若干？

教學註解 

- ① ^{14}C 可用以測定有機生物體之年代。由於生物體活著時，經由光合作用和呼吸作用，跟大氣中的 CO_2 交換，此時大氣中的 $^{14}\text{C}/^{12}\text{C} = 1.3 \times 10^{-12}$ 為定值，存在於生物體內的 $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ 之比值與大氣相同。但是當生物體死亡後，二氧化碳的交換就停止，因此 ^{14}C 含量因衰變而減少， ^{12}C 則無變化，所以 $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ 之比值漸小。如果能測得生物體內現存 $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ 的濃度比值，即可計算該生物死亡後經歷的時間。

練習參考解答 

練習 1

解 鈾的平均原子量 $= 234.0409 \times 0.005\% + 235.0439 \times 0.720\% + 238.0508 \times 99.275\% \approx 238.03 \text{ (g/mol)}$

補充範例 

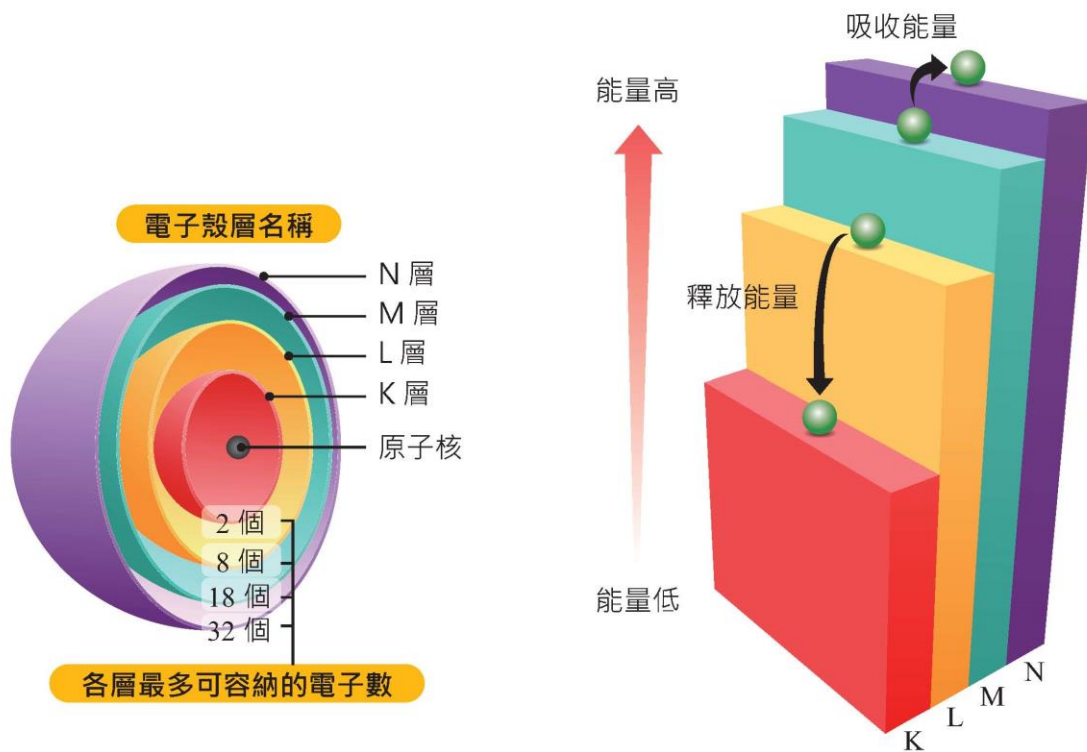
鈾在自然的同位素主要有鈾-235 ($^{235}_{92}\text{U}$) 及鈾-238 ($^{238}_{92}\text{U}$)，它們分別含有多少質子、中子及電子？其中，鈾-238與氟-19可形成 UF_6 分子，此分子含有幾個質子，幾個中子及幾個電子？

解 鈾-235：質子：92個，中子：143個，電子：92個。
 鈾-238：質子：92個，中子：146個，電子：92個。
 $^{238}\text{UF}_6$ ：質子：146個，中子：206個，電子：146個。

3 原子核外的電子分布情形與電子點式

原子核內有帶正電的質子，核外有帶負電的電子，那麼電子是以何種形式分布在原子核外面的空間？我們將藉由原子模型說明原子序 1 到 18 的元素，其電子的分布情形。

根據科學家們的研究發現，電子在核外並非隨機分布，而是以原子核為中心，由內而外分成若干殼層（shell），依次以 K、L、M 及 N 層表示，如圖 2-5 A。電子在每一殼層均具有特定能量，稱為能階，愈接近原子核的殼層其能階愈低。電子在各殼層的能量並不連續，如圖 2-5 B 所示，像不等距的樓梯，愈往外層能階的差距愈小，電子能從低能階吸收能量，並躍遷至較高能階，亦能從較高能階釋放能量，躍遷至較穩定的低能階。



A 以原子核為中心由內而外的分布

B 在低能階的電子吸收特定的能量才能躍遷至較高能階，亦能從高能階釋放能量，躍遷至較穩定的低能階

圖 2-5 原子中電子分布於不同殼層的示意圖

① 原子核外電子排列

- (1) 量子力學認為電子運動的空間太小，速度又那麼快，故無法測量電子的準確位置，僅能指出空間某點出現電子的機率。電子在空間出現機率較大（90%~100%）的區域稱為軌域。
- (2) 軌域與原子核的平均距離，依遠近而區分，可分成各個不同的「主層」，最近的一層，叫第一層，依次為第二層，至第 n 層，這個層數 n 值稱為主量子數， n 值愈大，軌域區域愈大。此時電子在這個區域內的能量愈高。 $n=1、2、3、4$ 又可稱為K、L、M、N等主層。
- (3) 在第 n 層中含有 n 種形狀不同的軌域（即有 n 個副層），而這些軌域的種類有s、p、d、f等。

② 軌域的分布

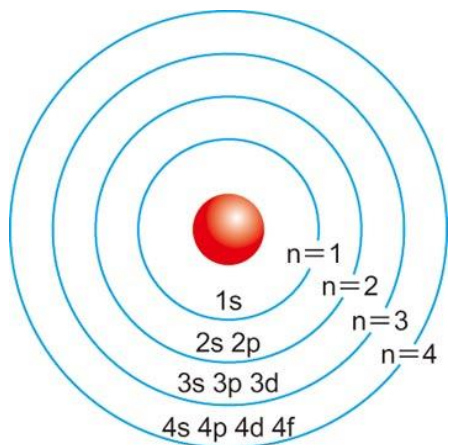
$n=1$ 的主層，僅有一種軌域（一個副層） \Rightarrow s軌域稱為1s軌域。

$n=2$ 的主層，含有兩種軌域 \Rightarrow s、p軌域稱為2s、2p軌域。

$n=3$ 則有3s、3p、3d，三種軌域。

$n=4$ 則有4s、4p、4d、4f，四種軌域。

這些軌域在原子核外排列的概況，如下圖T2-4。



▲ 圖T2-4 軌域示意圖：由內而外的軌域排列模式（4層）

通常電子會從最低能階的第一殼層(K層)開始填起,由於電子和原子核之間、電子與電子之間的相互作用力,使得每個殼層最多能容納的電子數各不相同。原子序小於18(含)的元素,電子必須由能量最低的第一殼層先填入2個電子後,第三個電子再填入第二殼層,當第二殼層填滿8個電子後,再繼續填入第三殼層,如表2-3所示。

鈉的電子有11個,2個在第一殼層,8個在第二殼層,剩下1個在第三殼層,其殼層上的電子數可寫為(2,8,1);氯有17個電子,其中2個在第一殼層,8個在第二殼層,其餘7個在第三殼層,因此其殼層上的電子數可寫為(2,8,7)。

表 2-3 原子序 1 ~ 18 元素的電子分布情形

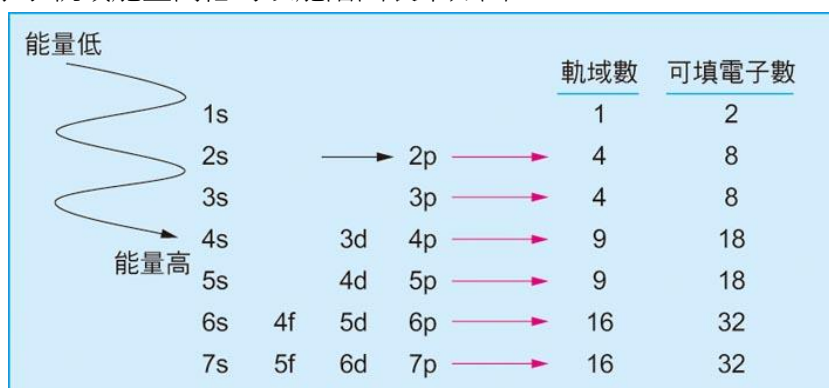
週期	元素名稱							
第一週期	氫 1 1	鈉 11 2,8,1 不同殼層上的電子數 原子序=核外電子數						氬 2 2
第二週期	鋰 3 2,1	鈹 4 2,2	硼 5 2,3	碳 6 2,4	氮 7 2,5	氧 8 2,6	氟 9 2,7	氖 10 2,8
第三週期	鈉 11 2,8,1	鎂 12 2,8,2	鋁 13 2,8,3	矽 14 2,8,4	磷 15 2,8,5	硫 16 2,8,6	氯 17 2,8,7	氬 18 2,8,8
族	IA (1族)	IIA (2族)	IIIA (13族)	IVA (14族)	VA (15族)	VIA (16族)	VIIA (17族)	VIIIA (18族)

教學註解

- ① 主量子數（層數）為 n ，則有 n 種軌域及 n^2 個軌域，最多可容納 $2n^2$ 個電子。

主量子數	1	2		3			4			
副層	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f
可容納最多電子數	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14
各主層最多電子數	2	8		18			32			

- ② 多電子原子軌域能量高低可以能階圖表示如圖T2-5。

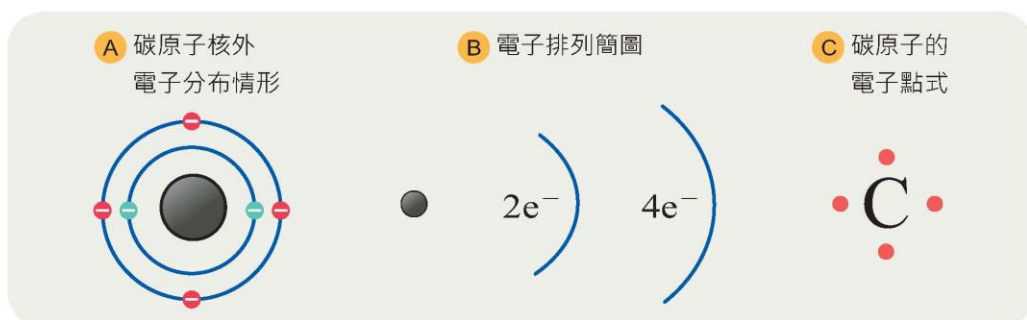


▲ 圖T2-5 原子軌域示意圖

能量依次為 $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p \dots$

由於每個軌域最多可填兩個電子，並且電子將先由最低能量的軌域 $1s$ 開始填起，而後填入 $2s$ ，再其次為 $2p$ ，所以當電子填滿上表的每一列時，即是週期表中的鈍氣。

電子所在的最外層稱為**價殼層** (valence shell)，而在價殼層上的電子稱為**價電子** (valence electron)。可以用一個點表示價殼層的一個電子，再將價電子分布在元素符號周圍，此種表示法為路易斯 (G.N. Lewis, 1875 ~ 1946, 美國) 所創，稱為原子的**路易斯電子點符號** (Lewis electron dot symbol)，簡稱為**電子點式**，又稱**路易斯結構** (Lewis structure)。我們可將碳原子的電子分布情形簡化成如圖 2-6 的表示法。



▲ 圖 2-6 碳原子的核外電子分布情形之簡單表示法

一般而言，原子的化學性質取決於最外層的價電子數，表 2-4 中，可以發現同一縱行的原子其電子點式大多相似，這是因為其價電子數相同，我們稱這些原子為同族元素。氧的電子在由內而外的殼層之排列為 (2,6)，硫的電子排列則為 (2,8,6)；因此，其電子點式皆有 6 個電子環繞，所以氧與硫為同一族。但是氦、氖、氬等皆為鈍氣，化性不活潑，除了氦的價電子為 2 個之外，其餘鈍氣的價電子數皆為 8 個。

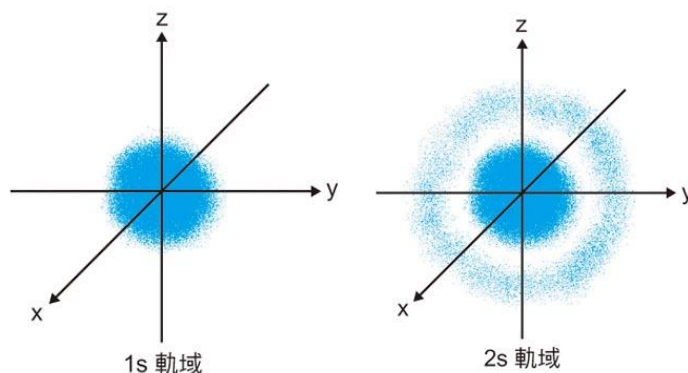
▼ 表 2-4 原子序 1 ~ 18 元素其原子的電子點式

週期 \ 族	I A	II A	III A	IV A	V A	VIA	VII A	VIII A
第一週期	H•							He••
第二週期	Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
第三週期	Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•

1 價電子、價軌域

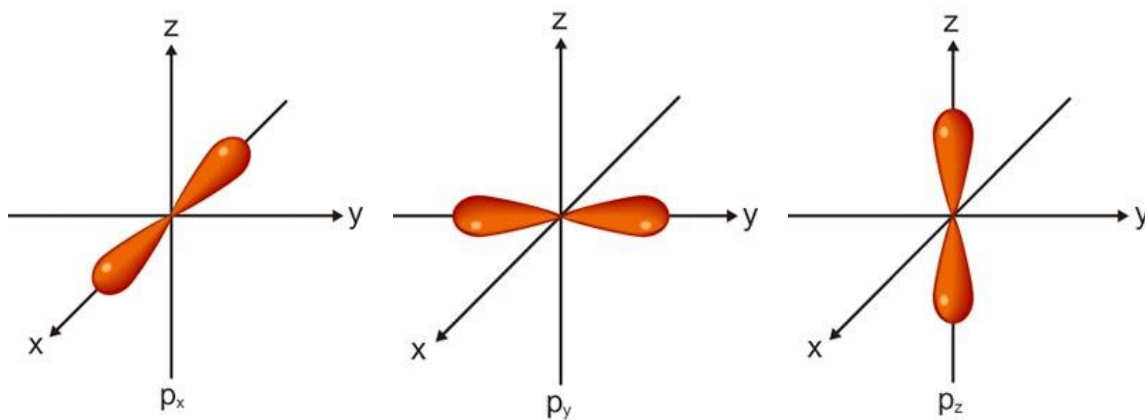
價電子為某元素最外層的電子，對過渡元素（B族）而言，價電子還包含次外層的高能d軌域電子。如 ${}_{17}\text{Cl} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 = [\text{Ne}]3s^2 3p^5$ ，其中Cl最外層有七個價電子（3s、3p），但有3s、3p、3d價軌域（3d為空價軌域）

s軌域 — 球狀分布，對每一主層，均有一個s軌域。



▲ 圖T2-6 在各個座標軸上的s軌域示意圖

p軌域 — 啞鈴形分布，對 $n \geq 2$ 的主層，均有三個能量相同，且互相垂直的 p_x 、 p_y 、 p_z 軌域。



▲ 圖T2-7 在各個座標軸上的s軌域示意圖



例題 2-2

王同學上完原子結構的課程後，發現有甲、乙、丙、丁四個粒子可能為原子或離子，其所含的質子、中子與電子的數目如下表。王同學根據下表的數據，作了下列相關的論述，哪些論述是正確的？

項目	甲	乙	丙	丁
質子數	6	6	8	8
中子數	6	8	8	10
電子數	6	6	8	10

- (A) 甲、乙為同位素
 (B) 乙、丙為同位素
 (C) 乙、丁為離子
 (D) 乙為 ^{12}C
 (E) 丙的電子分布情形由內而外依次為 2,6

答 (A)(E)

解 甲為 ^{12}C ，乙為 ^{14}C ，丙為 ^{16}O ，丁為 $^{18}\text{O}^{2-}$ ，甲、乙互為同位素，丙、丁互為同位素，當電子數不等於質子數時才為離子，因此丁為離子，丙為 ^{16}O ，原子序是 8，有 8 個電子在（第一殼層，第二殼層）的分布情形為 (2,6)。

練習 2

試完成下列表格：

元素符號	原子序	電子由內層到外層的排列	中子數	質量數	元素標示法	電子點式
X	9		10			
Y				31	$^{31}_{15}\text{Y}$	
Z		(2,8,8)		40		

練習參考解答

練習 1

解

元素符號	原子序	電子由內層到外層的排列	中子數	質量數	元素標示法	電子點式
X	9	(2,7)	10	19	${}_{9}^{19}\text{X}$	$\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{F}}}\cdot$
Y	15	(2,8,5)	16	31	${}_{15}^{31}\text{Y}$	$\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{P}}}\cdot$
Z	18	(2,8,8)	22	40	${}_{18}^{40}\text{Z}$	$\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{Ar}}}\cdot$

補充範例

1. 某元素含有兩種同位素甲及乙，其電子依次在各殼層的分布情形為(2, 8, 7)。甲的中子數比質子數多1個，乙的中子數比質子數多3個，已知該元素在自然界中的平均原子量為35.5。有關此元素的敘述，下列何者正確？

- (A) 原子序為17 (B) 甲的質量數為17 (C) 此原子的電子點式為 $\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{S}}}\cdot$
 (D) 乙可表示為 ${}_{16}^{32}\text{S}$ (E) 甲、乙兩同位素在自然界的含量比為1:1

答 (A)

解 (A) 質子數 = 原子的電子數 = 原子序 = 2 + 8 + 7 = 17，為氯(Cl)元素；

(B) 質量數 = 質子數 + 中子數 = 17 + 18 = 35；

(C) 價電子數為7，因此電子點式為 $\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{Cl}}}\cdot$ ；(D) ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ ；(E) 此原子為 ${}^{35}\text{Cl}$ ，另一同位素原子為 ${}^{37}\text{Cl}$ ，設 ${}^{35}\text{Cl}$ 之含量為X，而 ${}^{37}\text{Cl}$ 含量為(1-X)則平均原子量 = $35 \times X + 37 \times (1 - X) = 35.5$ ，得X = 0.75所以氯-35占0.75，另一同位素氯-37占0.25，含量比為3:1。

2. 下列哪一個元素的價電子數與 ${}_{7}^{14}\text{N}$ 相同？

- (A) ${}_{15}^{31}\text{P}$ (B) ${}_{6}^{14}\text{C}$ (C) ${}_{13}^{27}\text{Al}$ (D) ${}_{14}^{28}\text{Si}$ (E) ${}_{17}^{35}\text{Cl}$

解 (A)

3. 下列元素的電子分布情形，何者錯誤？

- (A) 磷：2, 8, 5 (B) 鋁：2, 8, 3 (C) 矽：2, 4, 0 (D) 氧：2, 6 (E) 氫：2, 8, 8

解 (C)

4 週期表的誕生

到目前為止，被發現的元素已有 118 種。早在十九世紀，化學家門得列夫（D. I. Mendeleev，1834～1907，俄國）將當時已知的元素（約 63 種）依照原子量的大小排列，將化學性質相似的元素歸納成同一組，並發現了元素間的性質有週期性的變化。

由於依據原子量排列週期表仍有些缺失，例如鈷的原子量大於鎳，但是其原子序卻在鎳的前面。因而在 1913 年，科學家莫斯利（H. Moseley，1887～1915，英國）提出元素若依原子序大小排列，其性質更能顯示出週期性的變化，因此，現今的週期表是依據原子序排列的，如圖 2-7 所示。

		主族金屬元素										非金屬元素																
		過渡金屬元素										類金屬元素																
1	1A																					18	VIIIA					
1	1 H																					2	2 He					
2	3 Li	4 Be																					5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg	3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8 VIII B	9 VIII B	10 VIII B	11 IB	12 IIB	13 III A	14 IV A	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 Ar										
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr										
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe										
6	55 Cs	56 Ba	鋼系元素 57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn										
7	87 Fr	88 Ra	鋼系元素 89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og										
鐳系元素		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu												
錒系元素		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr												

註 Nh、Fl、Mc、Lv、Ts 及 Og 為新發現元素，性質待確認

圖 2-7 現今的元素週期表

1 1860年，門得列夫加入化學家坎尼乍若（S. Cannizzaro，1826~1910，義大利）的研究工作，學習有關測量元素正確原子量的可靠方法。門得列夫的週期表因為此項重要技術的發展而加速完成，終為科學作出耀眼的貢獻。門得列夫預測鋁（Al）與銻（In）之間及矽（Si）與錫（Sn）之間應分別有Z及X兩元素存在，因為他發現磷（P）與銻（Sb）之間存著砷（As）元素；因此他依照原子量、密度及比熱的關係，成功預測Z及X分別為鎵（Ga）與鍮（Ge）。

除此之外，門得列夫更正當時幾個元素錯誤的原子量，如修正鈾的原子量為240，銻的原子量為114。當時認為鈾的原子量為120，門得列夫認為鈾的原子量應為 $120 \times 2 = 240$ 。在原子量為75的砷和原子量為79的硒之間也不能容納另一元素，所以他也認為銻的原子量並非當時的公認值76而是 $76 \times 3/2 = 114$ 。雖然在門得列夫之前已有人嘗試提出週期表，但都不被他人採用，直到門得列夫可以較準確的預測原子量大小之後，才有人相信週期表是有規律性的。

門得列夫有感於無機化學的各項知識、訊息不像有機化學那麼條理分明及具有規律性，因而嘗試在無機化學的領域中進行分類及整理，經過13年的努力，終於將元素整理成週期表的形式，如表T2-1所示。但是門得列夫的週期表與現今週期表仍有些許落差，門得列夫曾懷疑當時碲（Te）原子量測定錯誤，事實上其原子量沒錯；因此後來才有以原子序概念所建構的週期表出現。

▼ 表T2-1 門得列夫於1871年提出的元素週期表

Reihen	Gruppe I. — R ² O	Gruppe II. — RO	Gruppe III. — R ² O ^s	Gruppe IV. RH ⁴ RO ²	Gruppe V. RH ³ R ² O ⁵	Gruppe VI. RH ² RO ³	Gruppe VII. RH R ² O ⁷	Gruppe VIII. — RO ⁴
1	H=1							
2	Li=7	Be=9, 4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27, 3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35, 5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59 Ni=59, Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=79.4	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	? Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Bu=104, Rb=104 Pd=106, Ag=108
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	? Di=138	? Ce=140	—	—	—	
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	? Er=178	? La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197 Pt=198, Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Rb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	

週期表中的每一橫列稱為**週期**（period），在第一週期內包含氫與氦 2 種元素，其原子中的價電子僅占有第一殼層。第二週期的元素有 8 種，其價電子占有第二殼層；第三週期的元素有 8 種，其價電子占有第三殼層。在此僅討論原子序 1 到 18 的元素，其餘週期內元素電子的排列將在選修化學課程探討。目前已發現的元素共有 118 種，並且排列滿七個週期。

週期表中每一縱行稱為**族**（group 或 family），大部分同一族的元素其價電子數相同，故化學性質相似。在週期表最右邊的第 18 族（VIII A 族）為**鈍氣**（noble gas），包含氫、氦、氖、氬、氙及氡六種元素，它們價電子數的分布情形使其化學性質特別穩定，因此其他元素傾向形成與鈍氣相同的電子分布情形。

在週期表最左邊的第 1 族（IA）包含氫、鋰、鈉、鉀、銣、鉍及銣七種元素，它們的價電子數為 1，除氫之外，這些金屬原子比前一週期的鈍氣多 1 個電子，皆容易失去此電子而形成 + 1 價的陽離子（如 Li^+ 、 Na^+ ），這一族的金屬氧化物溶於水呈鹼性，故稱為**鹼金屬族**。同樣在左邊的第 2 族（IIA）包含鈹、鎂、鈣、銣、鋇及鐳等元素，此族元素的價電子數為 2，皆容易失去最外層 2 個價電子而形成 + 2 價的陽離子（如 Be^{2+} 、 Mg^{2+} ），這一族的氧化物溶於水呈鹼性外，其熔點極高如同土壤般，故稱為**鹼土金屬族**。

另外，在鈍氣旁邊的第 17 族（VIIA 族）為**鹵素**（halogen），包含氟、氯、溴、碘及砷五種元素，價電子數均為 7，比鈍氣少 1 個價電子，因此容易得到電子形成 - 1 價的陰離子（如 F^- 、 Cl^- ）。

教學註解

1 鈍氣 (He、Ne、Ar、Kr、Xe、Rn) — VIIIA族 (18族)

化性極不活潑，Ar、Kr、Xe、Rn已有化合物存在。而最早製造之鈍氣化合物為Xe[PtF₆]。而在2000年也合成了HArF。

物性：原子量、密度、熔點、沸點、半徑均隨原子序增大而增大，均為無色、無臭、無味之單原子分子。

除氦之電子組態為1s²，其餘價電子均為ns²np⁶。

2 鈍氣的存在與用途

氦 (He)：氦是無色、無臭、無味的氣體，密度很小，為僅次於氫氣的最輕氣體。在空氣中含量甚微，但在油井所產天然氣中可含2%之多，可將天然氣壓縮冷卻液化而分解出氦氣。氦因不易燃，可用於裝填飛船及升空氣球。氦不溶於血液，與氧混合，供潛水者呼吸，可預防潛水夫病。當作冷凍劑可以獲得極低的溫度 (bp：-269 °C)。氦最像理想氣體，最難液化。

氖 (Ne)：氖氣如同氦氣，亦可由液態空氣分餾時分離。在真空放電管中發生紅色光，可用以製造廣告牌的霓虹燈。該色光的曲折率甚低，能透過濃霧，以作為飛機著陸及輪船進港領航之用。

氩 (Ar)：氩氣除空氣中含有微量 (1%) 外，亦發現於溫泉和火山噴出的氣體中。化性相當遲鈍，可用以灌充燈泡來保護鎢絲，延長燈泡壽命。

氪 (Kr) 與氙 (Xe)：氪和氙的沸點比氦、氖、氩高，在液態空氣分餾時，最後殘留。有數百個氪、氙的化合物合成成功，如XeF₂、KrF₂、…。氪、氙在真空放電管，亦可發生藍色光輝。

氡 (Rn)：是一種放射性氣體，自然界中存在量少，易致癌，並可用來預測鈾礦的存在。

補充範例

下列有關週期表的敘述，何者正確？(應選2項)

- (A)在週期表中，VII A族最上方的元素其非金屬性最強
- (B)第二列元素中屬於類金屬的元素為Al
- (C)第三週期元素的價電子數皆相同
- (D)所有的金屬氧化物皆可溶於水而呈鹼性
- (E)現今所使用的週期表是依據原子序排列的

答 (A)(E)

5 元素的分類

現今，週期表由左而右共可分為 18 族。但是傳統上，常將週期表分為 A、B 兩族。A 族元素稱為**主族元素**或典型元素，分為 8 族，其價電子數即為族數（氦除外）；B 族元素稱為**過渡元素**，也分為 8 族。整體而言，週期表左邊以主族金屬元素為主，右邊則以非金屬元素為主，中間的過渡元素全為金屬，又稱為過渡金屬，此外。若週期表的元素以導電性質來分類，可分成導電性佳的金屬、大多不導電的非金屬以及導電性介於金屬與非金屬之間的**類金屬**，如圖 2-8 所示。

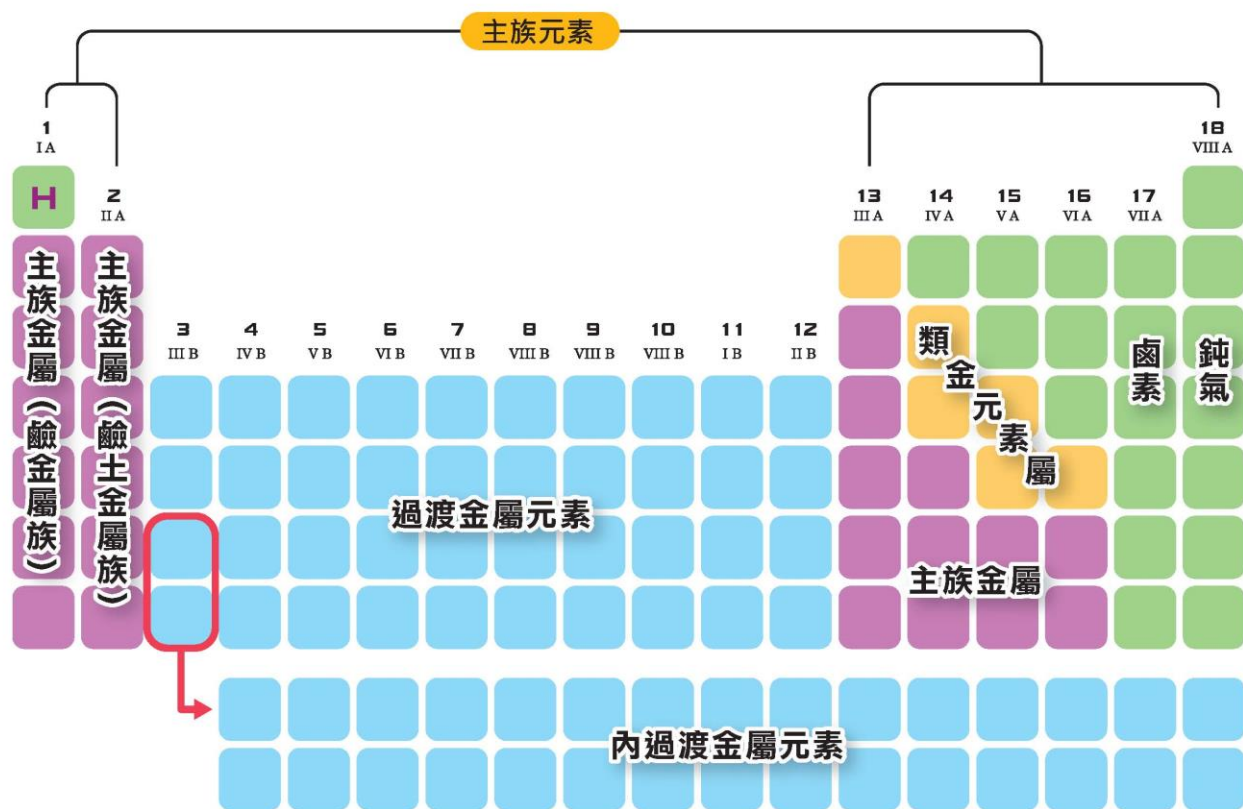


圖 2-8 週期表中金屬、類金屬與非金屬之分布

- ① 過渡元素的性質：第一列過渡元素的特性。
- (1) 皆為金屬，為電與熱的良導體。
 - (2) 過渡元素具多種氧化態（除 Sc^{3+} 、 Zn^{2+} 外），各元素最高氧化態先增後減。最高氧化數不超過其價電子總數（以Mn的氧化數最高），Fe、Co、Ni為VIII B，但氧化數通常為 +2，+3。最高氧化態存在時，均非以其陽離子之水合離子型式存在，而是以含氧離子存在，如 CrO_4^{2-} 、 MnO_4^- 。
 - (3) 隨原子序增加，原子量遞增，但 $_{27}\text{Co} > _{28}\text{Ni}$ （是因同位素含量比例造成）。
 - (4) 熔點、沸點皆以Zn最低（最接近非金屬）。
 - (5) 過渡金屬之離子及其化合物大都具有顏色。
- ② 常見重要過渡元素化合物的顏色

Cu^{2+} 淺藍	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ 深藍	$\text{Cu}(\text{OH})_2$ 藍綠	$\text{Cu}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$ 紅棕
CuSO_4 白	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 藍	CuS 黑	Mn^{2+} 淡粉紅
Mn^{3+} 桃紅	MnO_2 黑褐	MnO_4^{2-} 綠	MnO_4^- 紫
MnS 粉紅色	Fe^{2+} 綠	Fe^{3+} 黃	FeSCN^{2+} 血紅
$\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ 紅	$\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 黃	$\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ 深藍	$\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ 白
CrO_4^{2-} 黃	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ 橙（紅）	Cr^{3+} 綠	Cr_2O_3 綠
$\text{Fe}(\text{OH})_2$ 淡綠	$\text{Fe}(\text{OH})_3$ 紅褐	CoCl_4^{2-} 藍	Co^{2+} 紅



圖 2-9
汞在室溫下為液體

金屬元素

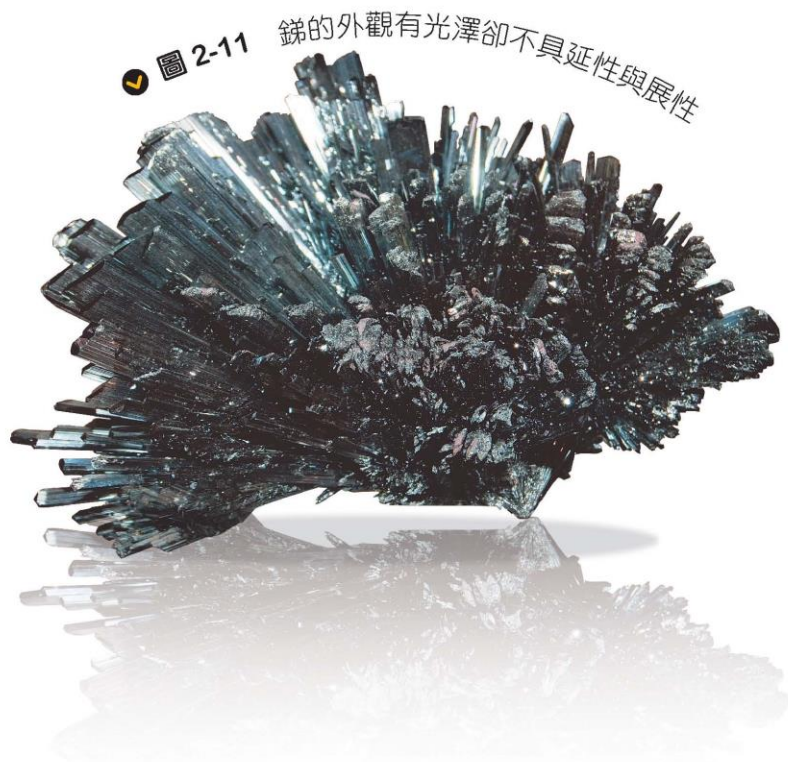
金屬元素具有光澤，有較佳的延性與展性，利用此性質可製作出許多精緻的飾品及器皿。此外，金屬為電和熱的良導體，其導電性隨溫度升高而降低。通常金屬具有高熔點，在室溫下除了汞（熔點為 -39°C ，如圖 2-9）為液體之外，其餘皆為固體。金屬氧化物若可溶於水中，通常呈鹼性，如氧化鈣溶於水成為氫氧化鈣；若無法溶於水中，則呈中性，如氧化銅就無法溶於水。

類金屬元素

類金屬元素包括有硼（B）、矽（Si）、鍺（Ge）、砷（As）、銻（Sb）及碲（Te），在週期表中呈階梯狀的排列，如圖 2-10 所示，其性質介於金屬與非金屬之間，有些外觀有光澤卻不具延性與展性，如圖 2-11 中的銻（Sb）。類金屬的導電性介於金屬與非金屬之間，通常可作為半導體，其導電性隨溫度升高而增加，此性質與金屬恰好相反。

13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA
5 B	6 C	7 N	8 O	9 F
13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl
31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br
49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I
81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At

圖 2-10 類金屬元素在週期表中呈階梯狀排列



① 汞在常溫、常壓下為液體的原因

常溫、常壓下週期表中以液態存在的元素有溴及汞兩種。溴為非金屬，其為液態的原因很容易理解，鹵族元素 F_2 、 Cl_2 為氣體，隨著原子量的增大，分子間的凡得瓦力增強，所以溴為液體，碘為固體。但是汞為金屬，以金屬鍵結合，其活性較鋅及鎘低，不容易被氧化，導熱及導電性也比鄰近的元素差。汞的電子組態為 $[Kr]4d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^2$ ，汞原子對6s的兩個價電子吸引力較強，使其較不易提供至電子海，因而電子密度較為稀薄的電子海無法將汞原子緊緊結合在一起，所以汞原子較容易在彼此間自由滑動。需要克服汞原子間薄弱引力的熱能也不用太高，導致其熔點及沸點均較其他金屬為低。因為電子海中電子密度較為薄弱的緣故，汞的導電性及傳熱性也比較差。

② 為什麼汞的左右鄰居——金和鉈在常溫不是液體？

因為金的原子序較小，原子核內的正電荷較少，所以金($[Kr]4d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^1$)的6s軌域比汞($[Kr]4d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^2$)大，加上其原子核的質量比汞小，因此相對論效應也較小，比汞容易提供6s電子。儘管金的6s電子比汞容易游離，但在所有金屬中金仍為有名的惰性金屬，化學活性很小。

鉈($[Kr]4d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^26p^1$)雖然其成對的6s電子比汞的更不活潑，但是鉈有一個6p的電子，由於6p的電子無法像6s一樣接近原子核，加上p軌域在通過原子核的地方有一個節面(nodal plane)，所以6p的電子比6s的活性大，容易起反應及提供至電子海，這也能說明為何Tl會生成 Tl^+ ，而不像同族B及Al均生成 B^{3+} 及 Al^{3+} 的理由。

非金屬元素

非金屬元素之外觀和金屬迥異，彼此間的差異也大。如圖 2-12 的碳粉 (C) 為黑色粉末，硫黃 (S₈) 為淡黃色固體，白磷 (P₄) 通常呈白色 (須儲存於水中)，氯 (Cl₂) 為黃綠色氣體，溴 (Br₂) 為暗紅色液體，碘 (I₂) 為紫黑色固體。此外，除碘晶體及硫晶體具有光澤之外，大多數非金屬不具特有的光澤，其導熱性及導電性也不佳，但金剛石導熱性極佳且石墨可導電。

除了金剛石及石墨等可耐高溫外，一般非金屬之熔點通常比金屬之熔點低。非金屬氧化物溶於水則呈酸性，如二氧化碳溶於水成為碳酸。

圖 2-12 非金屬元素的外觀彼此差異很大



碳粉



氯



溴



白磷



金剛石



硫黃



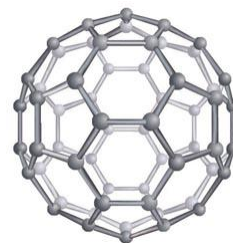
碘

教學註解

① 碳的同素異構物有金剛石、石墨、碳-60。

(1) 金剛石、石墨：下一小節會討論。

(2) C₆₀ (巴克球或足球烯)：是由60個碳原子組成，每個碳原子與3個碳原子鍵結，形成20個六員環和12個五員環交錯的球體。C₆₀混成軌域為sp²，C-C間鍵結與石墨相似，皆為4/3鍵，每個C₆₀有30個π鍵，90個δ鍵。以雷射照射石墨即可得C₆₀。



▲ 圖T2-8 C₆₀結構

② 非金屬氧化物溶於水通常呈酸性，但非金屬氫化物溶於水不一定呈酸性，如NH₃、PH₃溶於水呈鹼性。此外，有些非金屬氧化物（如CO）不溶於水，可視為中性的氣體。

③ 十氧化四磷俗稱五氧化二磷 (phosphorus-pentoxide)

實驗式：P₂O₅，分子式：P₄O₁₀，磷在足量空氣中燃燒生成的磷氧化物。它吸水性強、並有極強的脫水性，甚至可以將濃硫酸脫水，生成三氧化硫。極易潮解，是一種強力乾燥劑。它與冷水生成偏磷酸(HPO₃)_n，與熱水主要生成正磷酸H₃PO₄。P₄O₁₀通常用於製高純度磷酸、有機合成以及作為氣體的乾燥劑。

知識

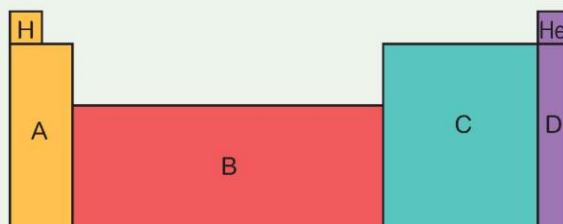
補充站

非金屬元素補充資料 (見 p.180)



例題 2-3

右圖為簡易的週期表，其中 A、B、C、D 為某些元素所占有的區域之代號，試指出下列各元素所占有的區域。(以 A、B、C、D 代號表示)



- (1) 哪些區域的元素含有非金屬？
- (2) 哪一區域的元素中僅含有兩個價電子，並且其氧化物溶於水呈鹼性？
- (3) 類金屬存在於 B 區域內嗎？

解 (1) C 區的右上為主族的非金屬元素，D 區為鈍氣是非金屬。
 (2) 題幹敘述為鹼土金屬族 2A 族，在 A 區之內。
 (3) 類金屬主要在 C 區之內，B 區內為過渡金屬。

練習 3

試利用例題 2-3 的週期表，請指出下列元素分別位於哪個區域？(以 A、B、C、D 代號表示)

- (1) K (2) Fe (3) Cl (4) Hg (5) Xe

6 元素性質的規律性

週期表中各元素得失電子的傾向及其原子半徑具有如下的規律性變化：

同一週期元素的原子半徑由左而右遞減

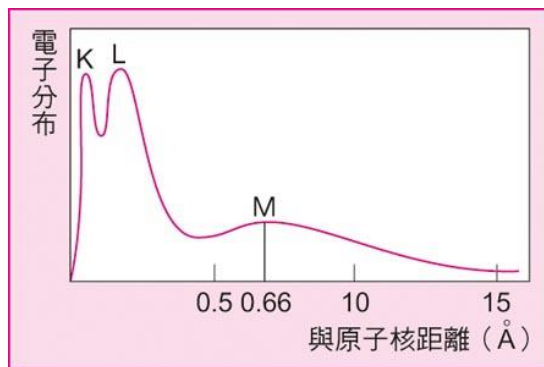
因為同一週期由左而右，元素的原子核內之質子數隨著原子序遞增而增多，對核外同層電子的吸引力增大，所以其半徑遞減。例如：原子半徑大小為 $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al} > \text{Si} > \text{P} > \text{S} > \text{Cl}$ 。

同一族元素的原子半徑由上而下遞增

因為同一族元素的價電子隨原子序增加，其價電子填入愈外層的價殼層，離原子核愈遠，所以由上而下其半徑遞增。例如：IA 族各元素之原子半徑大小為 $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs} < \text{Fr}$ 。

① 原子半徑 (atomic radius) 之比較

由於電子出現在原子核外的統計分布機率並不會突然終止，而是如圖T2-9所示隨著距離的加大而逐漸減小，因此並沒有一定的界線，很難精確地定出原子的半徑。



▲ 圖T2-9 氫原子的電子分布圖。K、L、M層各有一個極大值，電子出現的機率不會突然終止，而是隨著距離的加大而逐漸減小。

練習參考解答 

練習 3

答 (1) A ; (2) B ; (3) C ; (4) B ; (5) D 。

知識補充站 

週期表之各原子半徑數據 (見 p.180)

同一週期元素得失電子的傾向

一般而言，同一週期中的元素其失去電子的傾向（金屬性）隨原子序增大而逐漸減弱，所以週期表最左邊的 IA 族（除了氫原子之外）是最活潑的金屬元素；相對地，其得到電子的傾向（非金屬性）卻隨原子序增大而增強，所以 VIIA 族則是最活潑的非金屬元素。

同一族元素得失電子的傾向

同一族金屬元素失去電子的傾向由上而下逐漸增強，即金屬性隨原子序增大而逐漸增強，IA 族（氫原子除外）的金屬性大小： $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs} < \text{Fr}$ ，所以銻（Fr）是金屬中最活潑的，但銻為人造元素，自然界並不存在；相對地，同一族非金屬元素得到電子的傾向由上而下逐漸遞減，即非金屬性隨原子序增大而逐漸遞減，VIIA 族的非金屬性大小： $\text{F}_2 > \text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$ ，所以氟（ F_2 ）是最活潑的非金屬。

因此，週期表中除鈍氣外，愈往週期表右上角的元素，其非金屬性質愈強；相反的，愈往週期表左下角的元素，其金屬性質愈強，週期表的規律性可整理如圖 2-13 所示。

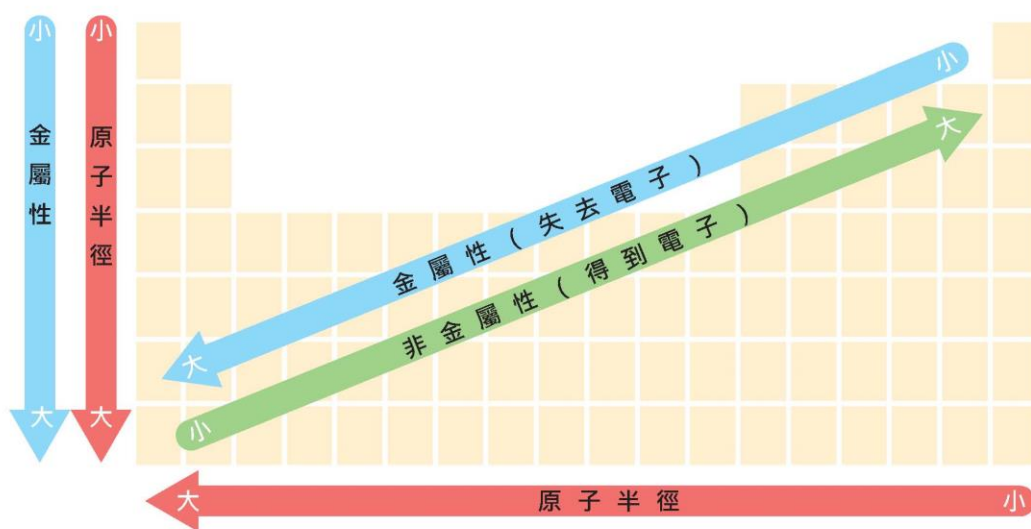
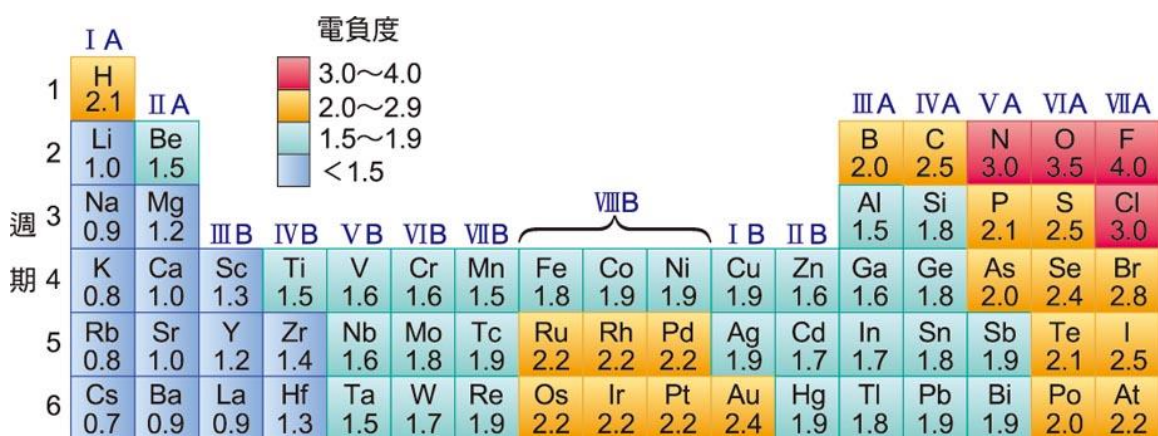


圖 2-13 元素的金屬性質、非金屬性質及原子半徑在週期表中的變化趨勢（不包含鈍氣）

① 元素得失電子之傾向也可以由電負度大小判別

電負度：表示原子在共價鍵分子中，對共用電子之相對吸引力。

- (1) 電負度愈大，吸引共用價電子對能力愈強，愈容易得電子。
- (2) 電負度以F最大（4.0），Cs與Fr最小（0.7而已），VIII A無電負度。
- (3) 電負度非測量值，由鮑林（L. C. Pauling，1901～1995，美國）根據化學鍵強度而導出。
- (4) 電負度大致上在週期表的傾向為由左而右逐漸增大，由上而下逐漸減小，如圖 T2-10。



▲圖T2-10 電負度與週期表



例題 2-4

下列有關週期表的敘述，哪些正確？

- (A) 一般而言，元素在週期表的位置愈左或愈下方，其非金屬性質漸弱（不包含鈍氣）
- (B) 以原子半徑而言： $\text{Na} > \text{Al} > \text{Si} > \text{P} > \text{Cl}$
- (C) 石墨與金剛石為同位素，兩者皆可導電
- (D) 第 17 族元素非金屬性很強，不易失去電子，因此不易形成化合物
- (E) 以原子半徑而言： $\text{Li} > \text{Na} > \text{K} > \text{Rb} > \text{Cs} > \text{Fr}$

答 (A)(B)

解 (A) 愈往週期表左下角，愈容易失去電子，金屬性愈強，所以非金屬性降低；

(B) 同週期元素之原子半徑由左至右遞減，這五個元素皆為第三週期元素，所以 $\text{Na} (1\text{A}) > \text{Al} (3\text{A}) > \text{Si} (4\text{A}) > \text{P} (5\text{A}) > \text{Cl} (7\text{A})$ ；

(C) 石墨與金剛石是由碳所組成的同素異形體，石墨可以導電，鑽石不能導電；

(D) 第 17 族為鹟素，易得到電子，相當活潑，易形成化合物；

(E) 同一族元素之原子半徑由上至下遞增，這六個元素皆為 1A 族元素，所以 $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs} < \text{Fr}$ 。

練習 4

下列有關元素週期性質及週期表的敘述，哪些正確？（應選 2 項）

- (A) 現在的週期表是依各元素原子量從小到大的順序排列
- (B) 就導電性，元素大體上可分為金屬、類金屬及非金屬三大類
- (C) 週期表左下方的元素之氧化物溶於水中會呈現鹼性
- (D) 類金屬的化學性質介於金屬及非金屬之間，所以列在週期表中央，統稱 B 族
- (E) 同族元素之原子半徑隨原子序增加而遞減

練習參考解答

練習 4

答 (B)(C)

解 (A)以原子序大小排列；(D)類金屬位於週期表金屬與非金屬元素交界處，仍為A族；
(E)同族元素之原子半徑隨原子序增加，其價電子所在的殼層愈外面所以半徑遞增。

同位素的發現及變動中的原子量

從 1896 年，法國物理學家貝克勒（H. Becquerel，1852 ~ 1908）在磷光實驗中，發現鈾元素會自發性的釋出放射線，引起許多科學家投入有關放射性元素的研究。接著拉塞福的學生索迪（F. Soddy，1877 ~ 1956，英國）於 1901 年，發現釷元素除了會釋出放射線外，還會衰變為釷元素，這是首次發現在自然界除了穩定的元素之外，也會有不穩定的元素存在，而且元素會自動轉變成它種元素。他的研究也發現，有些具有不同放射性及不同質量的物質，卻具有相同的化學性質，因此無法利用化學方法將它們分離。他在 1910 年發表論文推測這些物質，是相同元素但具有不同型態，在週期表上會在同一位置。到了 1913 年，他以「同位素」一詞來表示這些物質，從此開啟人類對同位素有較深入的研究。在索迪提出同位素概念之後，鄧普斯特（A. F. Dempster，1886 ~ 1950，加拿大）設計出質譜儀，利用簡單的電磁學原理，能正確分析元素之各同位素的比較，直接證實了索迪「同位素」的理論。

目前週期表上之元素原子量數值是依它的同位素在自然界所占比例加權平均而得。在不同的取樣地點，所採得的物質，即使經由純化後，同位素間的含量比例也會不同，所得的平均原子量就可能不一樣，所以在自然界中，除非元素只擁有一種穩定同位素；只要元素具有兩種（含）以上穩定同位素者，在不同地點，例如：大氣、海洋（如圖 2-14 所示）或土壤等，同位素比例都不太一樣，換言之，絕大部分元素的**原子量是會變動的，不是永遠不變的數值**。

在 2011 年國際純化學暨應用化學聯合會（IUPAC）發表了新版的同位素週期表，將週期表大幅改版，並宣布氫（H）、鋰（Li）、硼（B）、碳（C）、氮（N）、氧（O）、矽（Si）、硫（S）、氯（Cl）和銩（Tl）這 10 種元素的原子量將會變動，未來它們的原子量將改成變化範圍，而並非只是一個固定的數值，如氫的原子量範圍為 1.00784 到 1.00811。

► **圖 2-14** 海水在蒸發時，分子量較小（ H_2^{16}O ）的水就容易先蒸發成氣體，分子量較大（ D_2^{18}O ）的水較不容易先蒸發，所以相較於海水，海面上水氣的氕約少了 8%，而 ^{18}O 則少了 1%

水氣中的含量： $\text{H}_2^{16}\text{O} > \text{D}_2^{18}\text{O}$

參考資料

沈川洲、陳心維，「變動中的原子量」科學人，118 期，P.60 ~ P.71（2011 年 12 月）

