

元素周期表说明

戴安邦 沈孟长 编

54.12/4335

上海科学技术出版社

一九七九年七月三十一日

54.

233

元素周期表说明

戴安邦 沈孟长 编

上海科学技术出版社

元素周期表说明

戴安邦 沈孟长 编

上海科学技术出版社出版

(上海瑞金二路 450 号)

新华书店上海发行所发行 上海海峰印刷厂印刷

开本 787×1092 1/32 印张 1.25 字数 25,272

1979 年 5 月第 1 版 1979 年 5 月第 1 次印刷

印数 1—200,000

书号: 13119·770 定价: 0.11 元

前 言

现代自然科学的基石之一的元素周期律是化学元素性质的总结。元素周期律的现代定义是：化学元素的物理和化学性质是元素的原子序数的周期函数。就是说，如果把所有元素按照它们的原子序数依次排列，它们的性质就表现有规则的变迁（原子序数的函数），经过一定的间隔（周期）就出现相同的性质，重复相似的有规则的变迁。如此周而复始的变迁达七次之多。

元素周期表是根据元素周期律把化学元素依照原子序数按周期和族类排列出来，以便于学习和应用。元素周期表有各种不同式样。我们编印的“元素周期表”采用的是长式，因其比较易于说明原子结构和元素性质的关系，使用也较方便。

目前已知的化学元素共 107 种，其中 94 种存在于自然界，13 种是人造的。用以代表它们的符号都是拉丁文名称的缩写。中文名称有的是我国自古以来就熟知的元素，如金、银、铜、铁、锡、硫、砷等，故用原名。有的是外文音译的，如钠、锰、铀、氦等。也有的是会意以创新字的，如氢（轻的气），溴（臭的水），铂（白色的金，同时也译外文名字的音）等。中文名字的部首为“金”的是金属元素；部首为“石”的是非金属元素；部首为“气”的，在普通情况下是气体；部首为“水”或“氵”的是液体。所以，元素的中文名字有顾名思义的妙处。金属元素名字的部首皆从金（汞是唯一例外），其余部首从石、气和水的都是非金属。金属元素在周期表的左方，非金属在右方，

分界线是从铍与硼到钋与砷之间的一条斜线。已知的 107 种元素中绝大多数是金属,共 85 种,非金属仅 22 种。

为了适应普及科学知识的需要,我们搜集了有关资料,编印本表,供在化学和有关学科工作中参考用。表内列有原子和元素的性质二十余种。以下各节分别简述含义、择要汇列较详细的数据并略作说明。由于编者水平有限,其内容未必能适应需要,还可能有错误的地方。恳切希望读者提供宝贵意见,以便再版时改正。

目 录

前言	1
一、原子量和原子结构	1
二、元素的周期和分类	7
三、原子价和氧化态	8
四、电离势、电子亲合势和电负性	12
五、还原与氧化	17
六、酸碱分类	23
七、元素的状态和物理性质	26
八、元素的晶体结构	29
九、放射性同位素	30

一、原子量和原子结构

(原子量, 碳单位; 原子序数, 质量数, 同位素; 电子构型)

原子量是原子的相对重量, 是以质量为 12 的碳原子(符号为 ^{12}C) 的重量等于 12 为标准。也就是规定原子量的 1 个单位等于 ^{12}C 原子量的 $1/12$, 称为碳单位。符号 ^{12}C 左上角的数字表示原子的质量, 称为质量数 (A)。钠原子与 ^{12}C 比较, 约重二倍, 等于 22.98977 个碳单位, 所以钠原子量为 22.98977, 普通碳的原子量为 12.011, 之所以不是整数 12, 是因为自然界的碳含有三种质量不同的碳原子: ^{12}C , ^{13}C 和 ^{14}C 依次各占 98.892%, 1.108% 和 $12 \times 10^{-10}\%$ 。平常所说的碳原子量是指平均原子量, 也就是 $(12 \times 98.892 + 13 \times 1.108) / 100 = 12.011$ 。象 ^{12}C 和 ^{13}C 这些质量不同而化学性质完全相同的元素, 在周期表内占同一位置, 故称为同位素(参见下文)。

在科学的发展过程中, 原子量的标准曾多次改变, 氢是质量最轻的原子, 因此, 最初原子量选氢为标准, 定为 1。氧的原子量约为氢的 16 倍, 碳约为 12 倍, 于是定出氧原子量为 16, 碳原子量为 12 等等。因为当时测定原子量采用化学法, 即通过化合量的测定来计算原子量, 而氧的化合物最多, 在地球上丰度也最大, 所以后来又采用氧原子量 16 为标准。再后, 发现平常的氧是由 ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O , 三种同位素所组成, 于是物理学采用 $^{16}\text{O} = 16$ 为标准(物理标度)而化学中仍采用氧的天然同位素混合物等于 16 为标准(化学标度)。依照化学标度, 氧的原子量恰是 16, 依照物理标度, 则是 16.004462, 因为平常

氧中含有微量的 ^{17}O 和 ^{18}O 。氧的同位素组成在海水中与在空气及岩石中不一致,因此化学标度不够严格,为了在化学与物理学中使用的标度一致,物理学家与化学家双方同意自 1962 年起采用 $^{12}\text{C}=12$ 为统一标准。采用 ^{12}C 为标准有很多优点,因为用质谱仪为测定工具,准确度很高,而且碳可生成很多种带不同电荷的含多个碳原子的分子、离子和碳氢化合物离子,便于用质谱仪将 ^{12}C 和很多元素的离子的质量进行精确比较,从而确定其原子量,这些元素又作为用化学法测定原子量的参考标准。用 ^{12}C 为标准,对原来的原子量的修正值也不大。

原子结构。原子是由带正电荷的原子核和带负电荷的电子所构成。原子核又是由一定数目(Z)的质子和一定数目(N)的中子所组成。质子带一个单位正电荷,质量约等于 1 个碳单位。中子不带电荷,质量与质子同,也是 1 碳单位。电子带负电荷,电荷量与质子同,但符号相反,质量为 0.0005486 碳单位,约为质子的 $1/1822$ 。原子核所带正电荷数等于其所含质子数,就是这个元素的原子序数(Z)。例如,碳原子核内有 6 个质子,核电荷为 +6,所以 $Z=6$ 。通常把原子序数注在元素符号的左下角,如 ${}^6\text{C}$ 。因此,质量为 12 的碳同位素的符号是 ^{12}C ,质量为 13 的是 ^{13}C 。原子核的质量是质子质量与中子质量之和, $A=Z+N$ 。因而知 ^{12}C 原子核内有 6 个中子, ^{13}C 原子核内有 7 个中子。同位素碳原子的质量虽不同,但核电荷相同,也就是原子序数相同,皆等于 6,故性质相同,为同位素。因此,决定元素性质的根本因素是原子序数,而不是原子量。




电子构型就是原子核外电子排布的格式。原子是由原子核和核外电子所组成。原子为中性。原子核外的电子数必等于核上的正电荷数,亦即原子序数。氢是最小的原子,原子序

数为1,就是说H核内有1个质子,核外有1个电子。元素的原子量约等于原子核的质量数,因为电子的质量很小,可以忽略不计。原子序数从1到107的元素依次排列在周期表内。

科学实验的结果表明,原子核外的电子是分层排列在核的周围。各层电子的区别主要是能量的不同,在低层的距核近,能量低;在高层的距核远,能量高。这里所谓的能量是指电子从原子外面转移到原子内所在层所释放的能量,依惯例,其值为负。负值愈大,能量愈低。距核最近的为第一层,能级最低。各层容纳的电子数有一定的限制。如以 n 代表层次,则各层可能容纳的电子数 $=2n^2$,即最近核的第一层($n=1$)可容电子数 $=2\times 1^2=2$,第二层($n=2$)可容电子数 $2\times 2^2=8$ 。依此推算即知第三层可容18个,第四层容32个,第五层容50个,等等。各元素原子核外的电子是依次由最内层向外层排布。例如原子序数为17的Cl原子有17个核外电子,其排布是第一层2个,第二层8个,余7个在第三层。又例如原子序数为29的Cu原子,它的核外电子分布在第一层的2个,第二层的8个,第三层的18个,余1个则在第四层。其他元素的原子核外电子的分层排布皆可依次类推。但须知,原子最外层电子数不超过8,次外层电子数不超过18个。例如原子序数为53的碘原子的电子结构有5层,表示为: ${}_{53}\text{I}) 2) 8) 18) 18) 7$ 。

在原子内的这些能级不同的层次(称为主层)的第一层又称为K层,第二层为L层,第三层为M层,余依次为N, O, P, Q层。科学实验的结果也表明,同一主层中的电子具有的能量并不完全相同,也略有差别。因此,每一电子层又划分为一个或几个亚层。主层内的亚层数相当于主层的号数,即第一电子层只有一个亚层,第二主层有2个亚层,第三层有3个,

余类推。电子亚层常用 s, p, d, f 等字母来代表。第一层只有一个 s 亚层, 第二层有 s, p 两个亚层, 第三层有 s, p, d 三个亚层, 第四层有 s, p, d, f 四个亚层。为了区别不同主层的亚层, 常将所属主层的号数标在亚层符号的前面, 如 $4f$ 即表示第四层的 f 亚层。每个亚层有一种或几种不同的轨道。 s, p, d, f ……亚层依次分别有 1, 3, 5, 7……种不同轨道, 每种轨道上可容纳 2 个自旋方向相反的电子。因此, 每个亚层能容纳的电子数的定额是: $s, 2$ 个; $p, 6$ 个; $d, 10$ 个; $f, 14$ 个。在同一主层内, 亚层电子的能量是依 s, p, d, f ……次序增高。在不同主层内, 相同符号的亚层号码(代表之层次)愈小, 所具能量愈低, 例如 $1s$ 能量低于 $2s$ 。但在较轻的原子内, 号码较大的某些亚层的能级有反而低于号码较小的, 例如在 $_{19}\text{K}$ 和 $_{20}\text{Ca}$ 等原子中, $4s$ 电子的能量低于 $3d$ 电子。

电子在原子内总是尽量排布在能级最低的轨道上。H 的 1 个电子在 $1s$ 轨道上, 构型为 $1s^1$ 。He 的 2 个电子成对填满了 $1s$ 轨道, 构型为 $1s^2$, Li 有 3 个电子, 其中 2 个在第一层, 这层告满, 其余 1 个就进入第二层, 先占能级较低的 $2s$ 轨道, 电子构型为 $1s^2 2s^1$ 。 $_{4}\text{Be}$ 的电子排布为 $1s^2 2s^2$ 。 $_{5}\text{B}$ 有 5 个电子, 其中 4 个为 $1s$ 和 $2s$ 电子, 第 5 个进入 $2p$ 轨道。3 个 p 轨道, 每个容纳 2 个电子, 共容 6 个。根据科学实验结果, 得到另一关于电子排布的原则: 在相同的轨道上, 电子在成对之前尽先分别占据各轨道。例如, 在 3 个 p 轨道上, 3 个电子的排布可用示意图表示为: , 而不是 , 图中  代表自旋方向相反的成对的 2 个电子, 这是电子排布的又一原则, 即在同一轨道上成对电子的自旋方向必相反。因此硼以后元素的原子内电子的排布是:

碳(${}_6\text{C}$), $1s^2, 2s^2 2p^1 p^1 p^0$

氮(${}_7\text{N}$), $1s^2, 2s^2 2p^1 p^1 p^1$

氧(${}_8\text{O}$), $1s^2, 2s^2 2p^2 p^1 p^1$

氟(${}_9\text{F}$), $1s^2, 2s^2 2p^2 p^2 p^1$

氖(${}_{10}\text{Ne}$), $1s^2, 2s^2 2p^2 p^2 p^2$

在氖原子内的 10 个电子占满第 1, 2 层的各轨道。到钠原子(${}_{11}\text{Na}$)有 11 个电子, 第 1, 2 层容 10 个电子, 其余 1 个进入第 3 层, 占领 $3s$ 轨道, 情况与 Li 占领 $2s$ 轨道相似, 两者的化学性质也相似。第 3 电子层的发展与第 2 层相同, 从镁(${}_{12}\text{Mg}$)到氩(${}_{18}\text{Ar}$), 电子先占满 s 轨道, 然后占领 p 轨道。到钾原子(${}_{19}\text{K}$)就有 1 个电子进入第 4 电子层。第 3 层可容 18 个电子, 现在这里只有 8 个电子, 增加的电子为何不进入第三层的 d 亚层而进入第 4 层? 前面提过, 原子的最外层电子数不超过 8, 否则不稳定。其中原因前面也提过, 在这里 $4s$ 轨道的能级低于 $3d$, 所以在 ${}_{19}\text{K}$ 和 ${}_{20}\text{Ca}$ 原子内, 电子就进入第 4 层。根据所提原则, 所有元素原子的电子排布可以汇列于表 1。

电子层的 s 和 p 轨道的电子由 1 相继发展到 8 的过程已在上边说明。第 4 层 $N(s, p)$ 的这两种轨道的电子进入的过程略有不同。在 ${}_{20}\text{Ca}$ 原子的 s 轨道满员后, 这层的发展就告一段落。如上所述, 这里亚层的能级是: $4s < 3d < 4p$ 。因此, 从 ${}_{21}\text{Sc}$ 开始, 电子就进入第 3 层的 d 亚层。表内“ $M(d)9 \sim 18$ ”的意思是第 3 层 M 的 s 和 p 亚层的 8 个电子在上一期满员后, 到本期电子就进入容量为 10 个电子的 d 亚层, M 层电子数由 9 发展到 18, 共 10 个元素。本层有 18 个电子即满员。电子占领 $N(d), O(d)$ 和 $P(d)$ 轨道的过程与 $M(d)$ 相似, 无需重述。

表 1 原子的电子排布
(表内用 K, L, M, N, O, P, Q 依次代表第一~第七电子层)

周期次第及最 外电子层数	全满的电子层及其 所容电子数	未满层(轨道)的 发 展 过 程	本 周 期 发 展 的 元 素*				周期长短
			原子序数	数目	形成族类	总数	
1	—	$K(s)$ 1→2	1~2	2	A 族	2	特 短
2	$K2$	$L(s, p)$ 1→8	3~10	8	A 族	8	短
3	$K2, L8$	$M(s, p)$ 1→8	11~18	8	A 族	8	短
4	$K2, L8$	$N(s, p)$ 1→8 $M(d)$ 9→18	19~20 31~36 21~30	8 10	A 族 B 族	18	长
5	$K2, L8, M18$	$O(s, p)$ 1→8 $N(d)$ 9→18	37~38 49~54 39~48	8 10	A 族 B 族	18	长
6	$K2, L8, M18$	$P(s, p)$ 1→8 $O(d)$ 9→18 $N(f)$ 19→32	55~56 81~86 57 72~80 58~71	8 10 14	A 族 B 族 镧 系	32	特 长
7	$K2, L8, M18, N82$	$Q(s)$ 1→2 $P(d)$ 9→13 $O(f)$ 19→32	87~88 89 104~107 90~103	2 5 14	A 族 B 族 镧 系	21	特 长 (不完全)

* 已知元素总数 107。

$N(f)19\sim 32$ 表示第4层在 s , p 和 d 轨道占满, 共容有 18 个电子后, 增加的第 19 个电子就进入容量为 14 个电子的 f 轨道 (共 7 个), 从 $_{58}\text{Ce}$ 原子开始到 $_{71}\text{Lu}$ 原子满额, 共 14 个元素, 称为镧系元素。 $O(f)$ 轨道上电子的填充过程与 $N(f)$ 相似, 共 14 个元素, 称为铀系元素。这期的元素尚未完全。 $P(d)$ 轨道可容 10 个电子, 现在才有了 5 个, $Q(p)$ 还全空着。较多电子的继续填入有待新的超重元素研制的成功。

二、元素的周期和分类

(周期, 长期, 短期; A 族, B 族; s -, p -, d -, f - 元素; 镧系, 铀系元素)

由上所述可见, 元素的原子结构和周期性质的内在关系。元素的周期就是原子的外层电子建层的过程。在第 1 周期中, 第一电子层填满; 在第 2 周期中, 第二层填满; 在第三周期中, 第三层的 s , p 亚层填满; 在第 4 和第 5 周期中, 最外层 s 和 p 亚层和次外层填满; 在第 6 周期中最外层的 s 和 p 亚层, 次外层的 s , p 和 d 以及再次层全满; 第 7 期与第 6 期相同, 唯最外层仅 s 电子满员, 次外层的 d 亚层仅进入 1~3 个电子。因此, 由元素所在周期即可推知它的原子的电子排布层数; 并根据各电子层的容量有定额以及最外层电子数不超过 8, 次外层不超过 18 的原则, 也可推知各层的电子数。例如, 第 3 周期元素的原子结构有三层电子, 构型是: $Z+) 2) 8) 1\sim 8$ 。第 4 周期元素有四层电子, 构型是: $Z+) 2) 8) 9\sim 18) 1\sim 8$ 。余参见表 1。

最外层电子在每期开始总是填入 s 亚层, 有两种元素, 称为 s -元素。在每期最后部分元素的电子结构是完成 p 亚层,

共6种元素,称 p -元素。 s -元素和 p -元素在周期表中皆属A族(或称主族)元素。每周期间部分元素,有的是完成 d 亚层的电子结构,称为 d -元素,共10种,平常称为过渡元素;还有的是完成 f 亚层的电子结构的 f -元素,共14种,在第6周期的称镧系元素,在第7周期的称锕系元素。第1周期只有2种元素,称特短期。第2、3周期皆有8种元素为短期。第4、5周期各有18种,为长期。第6、7周期各应有32种元素,为特长期,但第7期不完全,现在只有21种。

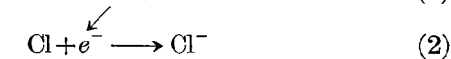
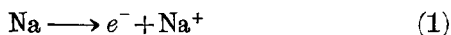
各种元素原子的最外层电子数皆不超过8。根据最外层电子数,化学元素常划分为I~VIII的8个大类。I类的碱金属原子的最外电子层只有一个 s 电子。II类是碱土金属,原子最外层有2个 s 电子。硼族元素的原子最外层的 s 和 p 电子共3个,属III类。到惰气元素原子最外层 s 、 p 电子共8个,属VIII类。这些 s -和 p -元素皆为A族(主族)。 d -元素和 f -元素原子的最外层电子数多为2个,但次外层的电子常可用外加能量的方法将其激发到最外层使之具有3~8个电子。因此常把它们分属于I~VIII类,称B族(副族)元素。元素的性质,尤其是化学性质,与原子的最外层电子数有密切关系。因此,在化学课本里常按类讨论化学元素。同类元素的最外层电子构型相同,故性质也相似。

三、原子价和氧化态

(原子价,电价,共价;离子键,共价键,极性共价键;氧化态)

原子的最外电子层 s 和 p 亚层全满的元素最稳定,不易与其它元素化合,惰性气体就是如此。迄今只知它们中较重

的氪(Kr)、氙(Xe)、氡(Rn)有极少数化合物。其他最外电子的s和p亚层不满的元素,皆有化学反应性。最外层电子数比8缺少一个或2个电子的原子,有获得电子以完成s、p亚层成为负离子的趋势。一般最外层只有1~3个电子的原子,容易失去电子而成为正离子。原子愈大,愈容易失去电子。元素钠和氯有强烈的作用。钠原子的电子构型是 $_{11}\text{Na}$ 2) 8) 1; 氯原子的电子构型是 $_{17}\text{Cl}$ 2) 8) 7。前者失去最外层的一个电子成为 Na^+ ,电子构型就稳定。后者得到一个电子形成 Cl^- ,最外层电子也达到稳定构型。氯和钠的反应可以简式表示如下:

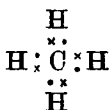


式中 e^- 代表电子带一单位电荷。式(1)表示Na原子失去电子形成正离子的作用。式(2)表示Cl原子获得电子形成负离子的作用。两式所表示的为半反应,因为它们各为全反应(3)的一半。全反应的产物,氯化钠(NaCl)实际是由离子 Na^+ 和 Cl^- 所组成的离子化合物,又称电价化合物。正负离子因静电力相互吸引而形成的连接称为离子键,或称电价键。元素在反应中原子得失的电子数就是它的原子价*。这种由电子得失而表现的原子价称**电价**。失电子的为正电价;得电子的为负电价。氯和钠反应,氯显负一价,钠显正一价,在离子化合物氧化钙(CaO)中, Ca^{2+} 为正二价, O^{2-} 为负二价,元素的氧化态就是指它的离子所带电荷的正负和多少。在氧化钙中,钙的氧化态为+2,氧为-2。在化学反应中,得失的电子皆在原子的最外电子层,而电子的得失多少决定原子价的高低和

* 这里所讨论的不包括配位键在内。

正负, 因此, 最外层电子称为价电子, 最外电子层称为价电子层。

最外层有 4 个或 5 个电子的原子, 一般要全部失去或得到电子以满足 8 电子层都是很困难的。例如碳原子的电子构型是 $1s^2 2s^2 2p^2$, 它既不能容纳 4 个电子, 形成 C^{4-} 离子, 因为 4 个电子的相互斥力太大; 也极难失去四个电子形成 C^{4+} 离子, 因为这样高的正电荷吸引电子的力太强, 在普通化学反应中皆不能克服。但是碳原子可以用与其他原子共用电子的方式, 以完成其最外层电子的稳定构型, 以碳和氢的化合物甲烷 (CH_4) 为例, 它的电子结构可写作:

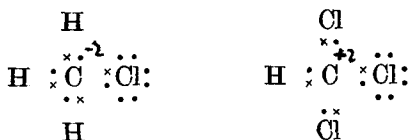


式中的 \cdot 和 \times 代表化合前 H 的 1 个电子和 C 外层的 4 个电子, 在甲烷分子内, 由共用电子, H 有 2 个电子, 与惰气 He 相似, 故稳定; C 外层也有 8 个电子, 达到稳定的电子构型。这种两个原子由共用电子对达到稳定的电子构型而形成的连接称为共价键。在由共价键结合的化合物中, 一原子与其他原子共用的电子对数就是它的原子价, 称为共价。在这里, 氢的共价是 1; 碳的共价是 4, 因为它与 4 个氢共用 4 对电子, 共价也可有正负之分, 因为共用的电子对不恰在相结合的两原子的正中而常有所偏倚。在甲烷分子里, 电子对略偏向碳方, 故 H 现正电性, C 现负电性(因电负性较高, 见下章)。因此, 结合两者的键不是纯共价键, 而是极性共价键。C—H 键有约 4% 的离子性(电子对的偏倚程度), 约 96% 为共价性。H—H 和 Cl—Cl 的键是 100% 共价性, 也就是纯共价键。氧化态的概念包括电价化合物, 也包括极性共价化合物。C 在甲烷里

因现负电性，故氧化数是-4；H 现正电性，故氧化数是+1。在纯共价化合物中，如 H 在氢分子(H₂)里的氧化数是零，O 在氧分子 O₂ 里和 Cl 在氯分子 Cl₂ 里也是零，因为成键的两个原子相同，电性无差别。但它们皆以一定数目的共价键相连接：



也就是在这些分子中，H 原子是以一个单键相连接，故为 1 价，N 在 N₂ 中以一个三键相连接，故为 3 价。原子价是元素的原子成键的数目，只有不与其他原子相结合的游离的原子的价才是零。氧化数和原子价的另一区别，是在一种元素的原子与电负性相差较大的两种元素的原子相结合的化合物中表现出来，如在 CH₃Cl 和 CHCl₃ 中，前者 C 的氧化数是-2，后者 C 的氧化数是+2，而两者 C 的原子价均为 4。



在两种元素的原子的极性共价键和离子键的化合物中，氧化数和原子价是一致的。

氧化数常用于氧化和还原作用的说明及氧化还原方程式的配平。为了帮助确定，在共价化合物中，元素原子的氧化态，常作如下的规定。首先，在复杂离子内的所有原子的氧化数之和必须等于离子的电荷数，在中性分子内必须等于零。其次，若干关键元素的氧化数有定值。在所有化合物中，除过氧化物和氧氟化物而外，氧原子 O 的氧化数皆为-2。H 除在其与较活泼金属，如碱金属和碱土金属的氢化合物外，皆为+1，在除外的化合物中则为-1。卤素原子在卤化物中为