

目 录

主题一 原子结构与化学键

任务 1 原子结构	1
任务 2 元素周期律	11
任务 3 化学键	17
主题检测	36

主题二 化学反应及其规律

任务 1 氧化还原反应	39
任务 2 化学反应速率	49
任务 3 化学平衡	63
主题检测	71

主题三 溶液与水溶液中的离子反应

任务 1 溶液组成的表示方法	75
任务 2 弱电解质的电离平衡	84
任务 3 水的离子积和溶液的 pH	93
任务 4 离子反应和离子方程式	102
任务 5 盐的水解	111
主题检测	127

主题四 常见无机物及其应用

任务 1 常见非金属单质及其化合物	131
任务 2 常见金属单质及其化合物	147
主题检测	159

主题五 简单有机化合物及其应用

任务 1 有机化合物的特点和分类	163
------------------------	-----

任务 2 烃	171
任务 3 烃的衍生物	182
主题检测	199

主题六 常见生物分子及合成高分子化合物

任务 1 糖类	202
任务 2 蛋白质	211
任务 3 合成高分子化合物	220
主题检测	236



主题一

原子结构与化学键

●主题导读

本主题主要介绍原子的组成、同位素及其应用、原子核外电子的排布规律,离子键和离子化合物、共价键和共价化合物的基本知识,分析元素周期表的结构,帮助学生理解元素周期表中元素及其化合物性质的递变规律及应用。

●学习指南

1. 通过学习,使学生对本主题的知识体系有初步的认识。
2. 了解原子组成及微观粒子间的关系,探寻元素性质周期性变化的根本原因。
3. 明白化学键的形成条件和本质。
4. 初步学习化学实验的基本操作。

任务1 原子结构

●目标任务

【知识与技能目标】认识原子的结构,了解原子的组成,能画出元素的原子结构示意图。

【过程与方法目标】通过对构成原子的微粒间的关系等问题的探讨,培养学生分析、处理数据的能力,尝试运用比较、归纳等方法对信息进行加工。

【情感态度价值观目标】通过对构成物质的基本微粒的质量、电性的认识,了解微观世界的物质性,从而进一步认识物质世界的微观本质;通过原子中存在电性不同的两种微粒的关系,认识原子是矛盾的对立统一体。

●任务导入

这是在 100 nm 离下拍摄到的画面。图 1-1 中的物质有规则的等距双螺旋结构,这种物质叫作脱氧核糖核酸,也就是常说的 DNA。分子结构清晰可见。

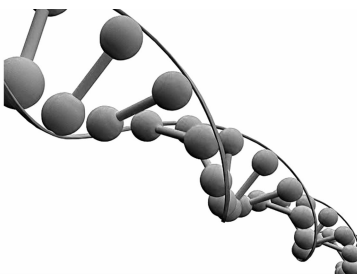


图 1-1 脱氧核糖核酸分子

思考:原子是化学变化中的最小微粒。同种原子的性质和质量都相同。那么原子能不能再分?原子又是如何构成的呢?

● 知识体系

一、认识原子

(一) 原子

1. 原子的含义

原子是化学反应中不可再分的最小微粒。原子最早是哲学上具有本体论意义的抽象概念,随着人类认识的进步,原子逐渐从抽象的概念成为科学的理论。原子核以及电子属于微观粒子,构成原子,而原子又可以构成分子。

注意:原子是构成物质的最小粒子,这种说法是不对的。原子又可以分为原子核与核外电子,原子核又由质子和中子组成,而质子数正是区分各种不同元素的依据。质子和中子还可以继续再分。所以原子不是构成物质的最小粒子,但原子是化学反应中的最小粒子。

2. 原子的基本性质

(1)原子的质量非常小。它直径的数量级大约是 10^{-10} m,质量一般主要集中在质子和中子上。

(2)不停地做无规则运动。通常来说,温度越高,能量越大,运动速度就越快。

(3)原子间有间隔。原子由原子核和核外绕核运动的电子构成,原子之间既有吸引力又有排斥力,排斥力来自两个原子的电子云互相排斥。当原子间距离大于临界距离时,吸引力大于排斥力;当原子间距离小于临界距离时,排斥力大于吸引力。所以稳定时,原子间必然保持这一临界距离。

(二) 原子模型的发展

1. 道尔顿的原子模型

自然科学家约翰·道尔顿将古希腊思辨的原子论改造成定量的化学理论,提出了世界上第一个原子的理论模型。他的理论主要有以下四点内容:

(1)所有物质都是由非常微小的、不可再分的物质微粒即原子组成;

(2)同种元素的原子的各种性质和质量都相同,不同元素的原子,主要表现为质量的不同;

(3)原子是微小的、不可再分的实心球体;

(4)原子是参加化学变化的最小单位,在化学反应中,原子仅仅是重新排列,而不会被创造或者消失。

虽然,经过后人证实,这是一个失败的理论模型,但道尔顿第一次将原子从哲学带入化学研究中,明确了今后化学家们努力的方向,化学真正从古老的炼金术中摆脱出来,道尔顿也因此被后人誉为“近代化学之父”。

2. 葡萄干布丁模型(枣糕模型)

葡萄干布丁模型(枣糕模型)由约瑟夫·约翰·汤姆生提出,是第一个存在着亚原子结构的原子模型。汤姆生在发现电子的基础上提出了原子的葡萄干布丁模型(枣核模型),汤姆生认为:

(1)正电荷像流体一样均匀分布在原子中,电子就像葡萄干一样散布在正电荷中,它们的负电荷与那些正电荷相互抵消;

(2)在受到激发时,电子会离开原子,产生阴极射线。

汤姆生的学生欧内斯特·卢瑟福完成的 α 粒子轰击金箔实验(散射实验),否认了葡萄干布丁模型(枣糕模型)的正确性。

3. 土星模型

在汤姆生提出葡萄干布丁模型(枣糕模型)的同一年,科学家长冈半太郎提出了土星模型,认为电子并不是均匀分布,而是集中分布在原子核外围的一个固定轨道上。

4. 行星模型

行星模型由卢瑟福提出,以经典电磁学为理论基础,主要内容有:

(1)原子的大部分体积是空的。

(2)在原子的中心有一个体积很小、密度极大的原子核。

(3)原子的全部正电荷在原子核内,且几乎全部质量均集中在原子核内部。带负电的电子在核空间进行高速的绕核运动。

氢原子线状光谱的事实表明行星模型是不正确的。

5. 玻尔的原子模型

为了解释氢原子线状光谱这一事实,卢瑟福的学生尼尔斯·亨利克·戴维·玻尔接受了普朗克的量子论和爱因斯坦的光子概念在行星模型的基础上提出了核外电子分层排布的原子结构模型。玻尔原子结构模型的基本观点是:

(1)原子中的电子在具有确定半径的圆周轨道上绕原子核运动,不辐射能量。

(2)在不同轨道上运动的电子具有不同的能量(E),且能量是量子化的,轨道能量值依 n (1,2,3,...)的增大而升高, n 称为量子数。不同的轨道则分别被命名为 $K(n=1)$ 、 $L(n=2)$ 、 $M(n=3)$ 、 $N(n=4)$ 、 $O(n=5)$ 、 $P(n=6)$ 、 $Q(n=7)$ 。

(3)当且仅当电子从一个轨道跃迁到另一个轨道时,才会辐射或吸收能量。如果辐射或吸收的能量以光的形式表现并被记录下来,就形成了光谱。

玻尔的原子模型很好地解释了氢原子的线状光谱,但对于更加复杂的光谱现象却无能为力。

6. 量子力学模型

路易·维克多·德布罗意、埃尔温·薛定谔和沃纳·卡尔·海森堡等人,经过 13 年的艰苦论证,在玻尔原子模型的基础上用量子力学模型很好地解释了许多复杂的光谱现象,其核心是波动力学。在玻尔原子模型里,轨道只有一个量子数(主量子数),量子力学模型则引入了更多的量子数。

(1)主量子数,主量子数决定不同的电子亚层,符号为“ n ”,取值为 1,2,3... 等正整数。在光谱学上常用大写拉丁字母 K,L,M,N,O,P,Q 代表电子层数。

(2)角量子数,角量子数决定不同的能级,符号为“ l ”。当 n (主量子数)值一定时, l 只能取 0,1,2,3...($n-1$)等值。用光谱学上的符号相应表示为 s,p,d,f,g 等。

(3)磁量子数,磁量子数决定不同能级的轨道,符号为“ m ”(见下文“磁矩”)。仅在外加磁场时有用。“ n ”“ l ”“ m ”三个量确定一个原子的运动状态。

(4)自旋磁量子数处于同一轨道的电子有两种自旋,即“ \uparrow ”代表的正方向自旋和“ \downarrow ”代表的逆方向自旋。

二、原子的基本构成

原子是由居于原子中心的带正电荷的原子核和核外带负电荷的电子构成的,原子核是由质子和中子组成的,电子在核外空间一定范围内作高速绕核运动。

每个质子带一个单位正电荷,中子呈电中性,所以原子核所带的正电荷数即核电荷数等于核内质子数。每个电子带一个单位的负电荷,原子核所带的正电荷数与核外电子所带的负电荷数相等。因此,原子作为一个整体不显电性。

$$\text{核电荷数}(Z) = \text{核内质子数} = \text{核外电子数}$$

由于电子的质量约为质子或中子质量的 1/1836,所以原子的质量主要集中在原子核上。质子和中子的相对质量都近似为 1,如果忽略电子的质量,将核内所有质子和中子的相对质量取近似值加起来,所得的数值叫作质量数。

$$\text{质量数}(A) = \text{质子数}(Z) + \text{中子数}(N)$$

例如,知道氯原子的核电荷数为 17,质量数为 35,则中子数 = 35 - 17 = 18。

归纳起来,如以 ${}^A_Z\text{X}$ 代表一个质量数为 A 、质子数为 Z 的原子,那么原子组成可表示为:

$$\text{原子}({}^A_Z\text{X}) \left\{ \begin{array}{l} \text{原子核} \left\{ \begin{array}{l} \text{质子 } Z \text{ 个} \\ \text{中子 } (A-Z) \text{ 个} \end{array} \right. \end{array} \right.$$

(一) 亚原子粒子

尽管原子的本意是不能被进一步分割的最小粒子,但是,随着科学的发展,原子被认为是由电子、质子、中子(氢原子由质子和电子构成)构成,它们被统称为亚原子粒子。几乎所有原子都含有上述三种亚原子粒子,但气(氢的同位素)没有中子,其离子(失去电子后)只是一个质子。

在物理学标准模型理论中,质子和中子都由名叫夸克的基本粒子构成。夸克是费米子的一种,也是构成物质的两个基本组分之一。另外一个基本组分被称作是轻子,电子就是轻子的一种。夸克共有六种,每一种都带有分数的电荷,不是 +2/3 就是 -1/3。质子就是由

两个上夸克和一个下夸克组成,而中子则是由一个上夸克和两个下夸克组成。这个区别就解释了为什么中子和质子电荷和质量均有差别。夸克由强相互作用结合在一起,由胶子作为中介。胶子是规范玻色子的一员,是一种用来传递力的基本粒子。

(二) 电子和电子云

1. 电子

在一个内部接近真空、两端封有金属电极的玻璃管通上高压直流电,阴极一端便会发出阴极射线。荧光屏可以显示这种射线的方向,如果外加一个匀强电场,阴极射线会偏向阳极;又若在玻璃管内装上转轮,射线可以使转轮转动。后经证实,阴极射线是一群带有负电荷的高速质点,即电子流。电子便由此被发现。

电子是最早发现的亚原子粒子,到目前为止,电子是所有粒子中最轻的,只有 9.11×10^{-31} kg,是密立根在 1910 年前后通过著名的“油滴实验”得出的。电子带有一个单位的负电荷,即 4.8×10^{-19} 静电单位或 1.6×10^{-19} 库仑,电子属于轻子的一种,是构成物质的基本单位之一(另一种为夸克)。

2. 电子云

电子具有波粒二象性,不能像描述普通物体运动那样,肯定它在某一瞬间处于空间的某一点,而只能指出它在原子核外某处出现的可能性(即概率)的大小。电子在原子核各处出现的概率是不同的,有些地方出现的概率大,有些地方出现的概率很小,如果将电子在核外各处出现的概率用小黑点描绘出来(出现的概率越大,小黑点越密),那么便得到一种略具直观性的图像。在这些图像中,原子核仿佛被带负电荷的电子云物所笼罩,故称电子云。如图 1-2 所示。

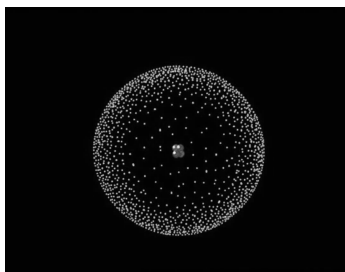


图 1-2 电子云示意图

在一个原子中,电子和质子因为电磁力而相互吸引,也正是这个力将电子束缚在一个环绕着原子核的静电位势阱中,要从这个势阱中逃逸则需要外部的能量。电子离原子核越近,吸引力则越大。因此,与外层电子相比,离核近的电子需要更多能量才能够逃逸。

原子轨道则是一个描述了电子在核内的概率分布的数学方程。在实际中,只有一组离散的(或量子化的)轨道存在,其他可能的形式会很快坍塌成一个更稳定的形式。这些轨道可以有一个或多个的环或节点,并且它们的大小,形状和空间方向都有所不同。

每一个原子轨道都对应一个电子的能级。电子可以通过吸收一个带有足够能量的光子而跃迁到一个更高的能级。同样的,通过自发辐射,在 高能级态的电子也可以跃迁回一个低能级态,释放出光子。这些典型的能量,也就是不同量子态之间的能量差,可以用来解释原

子谱线。

把核外电子出现概率相等的地方连接起来,作为电子云的界面,使界面内电子云出现的总概率很大(例如 90%或 95%),在界面外的概率很小,这个界面所包括的空间范围,叫作原子轨道,这里的原子轨道与宏观的轨道具有不同的含义。

在原子核中除去或增加一个电子所需要的能量远远小于核子的结合能,这些能量被称为电子结合能。例如:夺去氢原子中基态电子只需要 13.6eV。当电子数与质子数相等时,原子是电中性的。如果电子数大于或小于质子数时,该原子就会被称为离子。原子最外层电子可以移动至相邻的原子,也可以由两个原子所共有。正是由于有了这种机理,原子才能够键合形成分子。

(三)原子核

原子中所有的质子和中子结合起来就形成了一个很小的原子核,它们一起也可以被称为核子。原子半径的数量级大约是 $10^5 \times 10^{-15} \text{ m}$,因此原子核的半径远远小于原子的半径。核子被能在短距离上起作用的残留强力束缚在一起。当距离小于 $2.5 \times 10^{-15} \text{ m}$ 的时候,强力远远大于静电力,因此它能够克服带正电的质子间的相互排斥。

同种元素的原子带有相同数量的质子,这个数也被称作原子序数。然而对于某种特定的元素,中子数是可以变化的,这也就决定了该原子是这种元素的哪一种同位素。质子数量和中子数量决定了该原子是这种元素的哪一种核素。中子数决定了该原子的稳定程度,一些同位素能够自发进行放射性衰变。

想一想:

原子是化学变化中的最小微粒。同种原子的性质和质量都相同。那么原子能不能再分?原子又是如何构成的呢?

如果一个原子核的质子数和中子数不相同,那么该原子核很容易发生放射性衰变到一个更低的能级,并且使得质子数和中子数更加相近。因此,质子数和中子数相同或很相近的原子更加不容易衰变。然而,当原子序数逐渐增加时,因为质子之间的排斥力增强,需要更多的中子来维持整个原子核变得稳定,所以对上述趋势有所影响。因此,当原子序数大于 20 时,就不能找到一个质子数与中子数相等而又稳定的原子核了。随着 Z 的增加,中子和质子的比例逐渐趋于 1.5。

在 α 粒子散射实验中,人们发现,原子的质量集中于一个很小且带正电的物质中,这就是原子核。原子核由质子与中子组成(氢原子核只有一个质子)。

1. 质子

质子由两个上夸克和一个下夸克组成,带一个单位正电荷。拥有相同质子数的原子是同一种元素:

$$\text{原子序数} = \text{质子数} = \text{核电荷数} = \text{核外电子数}$$

2. 中子

中子是原子中质量最大的亚原子粒子。中子和质子的尺寸相仿,均在 $2.5 \times 10^{-15} \text{ m}$ 这

一数量级。

中子由一个上夸克和两个下夸克组成,两种夸克的电荷相互抵消,所以中子不显电性,但认为“中子不带电”的观点是错误的。

对于某种特定的元素,中子数是可以变化的,拥有不同中子数的同种元素被称为同位素。中子数决定了一个原子的稳定程度,一些元素的同位素能够自发进行放射性衰变。

3. 核力

原子核被一种强力束缚在线度为 10^{-15} m 的区域内。由于质子带正电,根据库仑定律,质子间的排斥作用本会使原子核爆裂,但原子核中有一种力,把质子和中子紧紧束缚在一起,这种力就是核力。在一定距离内,核力远远大于静电力,克服了带正电的质子间的相互排斥。

4. 核素

具有相同质子数和中子数的原子核称为核素,而用 x 轴表示质子数;用 y 轴表示中子数所得到的图像就被称为核素图,在 $x \in \{0, 1, 2, 3, \dots, 20\}$ 时,核素图上的函数近似 $y = x$,但随着质子数的增加,质子间的库仑斥力明显增强,原子核需要比往常更多的中子数维持原子核的稳定,在 $x \in \{21, 22, 23, \dots, 112\}$ 时,函数近似为 $y = 1.5x$,中子数大于质子数。

三、原子核外电子的排布

在含有多个电子的原子里,电子的能量并不相同,在离核较近的区域内运动的电子能量较低,在离核较远的区域内运动的电子能量较高,这些不同的“区域”称之为电子层,按从内到外的顺序分别用 $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$ 或 K, L, M, N, O, P, Q 来表示。核外电子总是尽可能地先从内层(能量最低的第 1 电子层)排起,当第 1 层排满后再排第 2 层,即按由内到外顺序依次排列。

(一) 原子核外电子排布规律

1. 构造原理

随着核电荷数递增,大多数元素的电中性基态原子的电子按图 1-3 顺序填入核外电子运动轨道(能级),叫作构造原理。

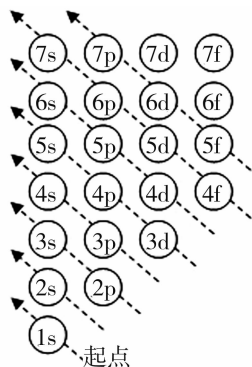


图 1-3 原子核外电子构造原理

能级交错:由构造原理可知,电子先进入 4s 轨道,后进入 3d 轨道,这种现象叫能

级交错。

说明:构造原理并不是说 4s 能级比 3d 能级能量低(实际上 4s 能级比 3d 能级能量高),而是指这样顺序填充电子可以使整个原子的能量最低。也就是说,整个原子的能量不能机械地看作是各电子所处轨道的能量之和。

2. 能量最低原理

物质结构理论证实,原子的电子排布遵循构造原理能使整个原子的能量处于最低状态,简称能量最低原理。

构造原理和能量最低原理是从整体角度考虑原子的能量高低,而不局限于某个能级。

3. 泡利(不相容)原理

基态多电子原子中,不可能同时存在 4 个量子数完全相同的电子。换言之,一个轨道里最多只能容纳两个电子,且电旋方向相反(用“ $\uparrow \downarrow$ ”表示),这个原理称为泡利原理。

4. 洪特规则

当电子排布在同一能级的不同轨道(能量相同)时,总是优先单独占据一个轨道,而且自旋方向相同,这个规则叫洪特规则。比如, p^3 的轨道式为 $\boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$ 或 $\boxed{\downarrow} \boxed{\downarrow} \boxed{\downarrow}$, 而不是 $\boxed{\uparrow} \boxed{\downarrow} \boxed{\uparrow}$ 。

洪特规则特例:当 p, d, f 轨道填充的电子数为全空、半充满或全充满时,原子处于较稳定的状态。即 $p^0, d^0, f^0, p^3, d^5, f^7, p^6, d^{10}, f^{14}$ 时,是较稳定状态。

前 36 号元素中,全空状态的有 4Be $2s^2 2p^0$ 、12Mg $3s^2 3p^0$ 、20Ca $4s^2 3d^0$;半充满状态的有 7N $2s^2 2p^3$ 、15P $3s^2 3p^3$ 、24Cr $3d^5 4s^1$ 、25Mn $3d^5 4s^2$ 、33As $4s^2 4p^3$;全充满状态的有 10Ne $2s^2 2p^6$ 、18Ar $3s^2 3p^6$ 、29Cu $3d^{10} 4s^1$ 、30Zn $3d^{10} 4s^2$ 、36Kr $4s^2 4p^6$ 。

5. 原子核外电子的排布规律

(1)各电子层最多容纳的电子数是 $2n^2$ 个。例如 $n=1$,即 K 层最多容纳的电子数为 $2 \times 1^2=2$ 个。

(2)最外层电子数不超过 8 个。当 K 层为最外层时,最外层电子数不超过 2 个。

(3)次外层的电子数不超过 18 个,倒数第三层的电子数不超过 32 个。

(4)电子是在原子核外距核由近及远、能量由低至高的不同电子层上分层排布。

(二)原子结构示意图

由此可见,电子与原子核距离远近、能量高低如下:

电子层符号	K	L	M	N
离核距离	近	—————→			远
电子的能量	低	—————→			高
最多能容纳的电子数	2	8	18	32	$2n^2$

运用上述规律,排出钠原子核外的电子,并用图 1-4 所示结构示意图加以表示。

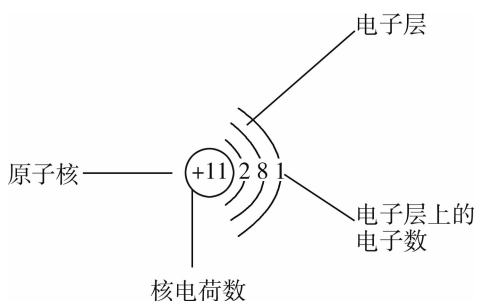


图 1-4 原子结构示意图

由此得到核电荷数从 1 到 18 的元素的原子结构示意图,如图 1-5 所示。

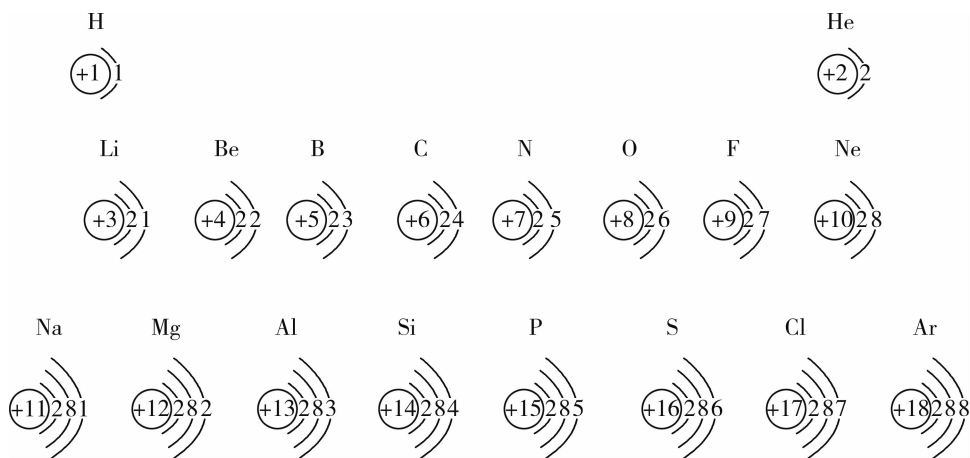


图 1-5 核电荷数从 1 到 18 的元素的原子结构示意图

想一想:

你能根据上述规律画出 19 号和 20 号元素的原子结构示意图吗? 根据你的观察,元素的化学性质与原子的最外层电子排布有什么关系?

(三) 同位素

元素是具有相同核电荷数(即质子数)的一类原子的总称。也就是说,同种元素原子核中的质子数是相同的。质子数相同,而中子数不同的同种元素的不同原子,叫作元素的同位素,大多数元素都有同位素。

元素无论是游离态还是化合态,各种同位素所占的原子百分比一般是不变的。平常所说的某种元素的相对原子质量,是按各种天然同位素原子所占的百分比算出来的平均值。

碳有三种同位素,而氯只有两种,最多的锡有十种同位素。

碳的三种同位素: ${}^{12}_6\text{C}$ 、 ${}^{13}_6\text{C}$ 、 ${}^{14}_6\text{C}$ 。

氯的二种同位素: ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ 、 ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ 。

同位素的发现,使人们对原子结构的认识更深一步。这不仅使元素概念有了新的含义,而且使相对原子质量的基准也发生了重大的变革,再一次证明了决定元素化学性质的是质

子数(核电荷数),而不是原子质量数。

● 拓展营地

同位素研究

1. 查阅资料,对比氢元素的同位素氕、氘、氚原子核的组成,了解氢元素的同位素在不同领域的应用,发展宏观辨识与微观探析、科学态度与社会责任等化学学科核心素养。
2. 将自己小组的研究成果以电子演示文稿(PPT)的形式呈现出来。
3. 小组代表讲解 PPT,展示小组研究成果,评价标准可参考表 1-1。

表 1-1 PPT 展示评价表

评价标准	分值	分数小计	教师评价
及时提交展示文稿	20 分		
内容完整性,涵盖要点	30 分		
内容创新性,题材新颖	20 分		
PPT 的制作效果	20 分		
PPT 的画面设计	10 分		

任务小结

本任务学习和探讨了原子的认识发展史,通过探寻原子结构的经典理论和模型的发展,使学生意识到科学探究是一个漫长求索的过程。还对原子的基本构成进行了详细介绍,由此引出原子核外电子的排布规律和同位素的相关知识。原子结构是化学课程的入门基础,同学们一定要好好掌握。

任务 2 元素周期律

● 目标任务

【知识与技能目标】认识元素性质呈周期性变化的规律及其变化的根本原因；了解元素周期表的结构和元素在元素周期表中的位置；了解同周期和同主族元素性质的递变规律；认识元素周期律(表)在学习元素、化合物及科学研究中的重要作用。

【过程与方法目标】学会运用观察、实验等多种手段获取信息，并运用比较、分类、归纳、概括等方法对信息进行加工。

【情感态度价值观目标】引导学生树立由量变到质变以及“客观事物本来是相互联系的和具有内部规律的”辩证唯物主义观点。

● 任务导入

原子的构成包括质子、中子、电子三部分。相同元素一定具有相同的质子数，如果按质子数从小到大把元素排列起来每种元素就有一个序号，即原子序数，对原子序数为 1~18 的元素进行研究，有助于人们认识元素之间内在联系和变化的规律性。

思考：那么原子序数为 1~18 号元素的核外电子排布、原子半径和元素的主要化合价随原子序数的变化是如何变化的？体现了什么样的元素周期规律呢？

● 知识体系

一、认识元素周期律

至今，人类已发现元素 118 种。随着原子序数的递增，原子结构(外电子层构型、原子半径、作用于外电子层电子的有效核电荷)呈现周期性变化，造成元素性质的周期性变化。元素性质的周期性变化规律称为元素周期律。元素周期表科学、形象地反映了元素性质随原子序数递增而呈现的周期性变化规律。

(一)元素周期律的发现

在化学教科书和字典中，都附有一张“元素周期表”。这张表揭示了物质世界的秘密，把一些看来似乎互不相关的元素统一起来，组成了一个完整的自然体系。它的发明，是近代化学史上的一个创举，对于促进化学的发展，起到了巨大的作用。看到这张表，人们便会想到它的最早发明者——德米特里·伊万诺维奇·门捷列夫。1869 年，化学家门捷列夫将当时已知的 63 种元素按照相对原子质量由小到大排列，将化学性质相似的元素放在同一行，编制出第一张元素周期表。

利用周期表，门捷列夫成功的预测了当时尚未发现的元素的特性(镓、铟、锗)。1913 年

科学家亨利·莫色勒利用阴极射线撞击金属产生射线 X,发现原子序数越大,X射线的频率就越高,因此他认为核的正电荷决定了元素的化学性质,并把元素依照核内正电荷(即质子数或原子序数)排列。随着科学的发展,元素周期表中未知元素留下的空位先后被填满。后来又经过多名科学家多年的修订才形成现行的元素周期表。在周期表中,元素是以元素的原子序数排列,最小的排行最先。表中一横行称为一个周期,一列称为一个族。原子半径由左到右依次减小,由上到下依次增大。

想一想:

你知道哪些元素?它们具有哪些性质呢?

(二)元素周期表的结构

按照元素在周期表中的顺序给元素编号,得到原子序数。原子序数跟元素的原子结构有如下关系:

$$\text{质子数} = \text{原子序数} = \text{核外电子数} = \text{核电荷数}$$

将元素根据原子序数从小至大依次排列,并将化学性质相似的元素放在一个纵列。每一种元素都有一个序号,大小恰好等于该元素原子的核内质子数,这个序号称为原子序数。在周期表中,元素是以元素的原子序数排列,最小的排行最前。表中一横行称为一个周期,一列称为一个族。

原子的核外电子排布和性质有明显的规律性,科学家是按原子序数递增排列,将电子层数相同的元素放在同一行,将最外层电子数相同的元素放在同一列。

元素周期表有7个周期,16个族。每一个横行叫作一个周期,每一个纵行叫作一个族(Ⅷ族包含三个纵列)。这7个周期又可分成短周期(1,2,3)和长周期(4,5,6,7)。16个族从左到右每个纵列算一族(Ⅷ族除外)。例如:氢属于IA族元素,而氦属于ⅧA族元素。

按元素原子价电子层结构特点,可将周期表分为5个区,如图1-6所示。

1. s区元素。包括IA和ⅡA族元素,价电子构型为 ns^{1-2} ,元素所在主族数等于 ns 电子数。

2. p区元素。包括ⅢA—ⅧA族元素,价电子构型为 ns^2ns^{1-6} ,除ⅧA族外,元素所在主族数等于 ns 和 np 电子数的和。

3. d区元素。包括ⅢB—ⅧB族元素,价电子构型为 $(n-1)d^{1-9}ns^{1-2}$,除第ⅧB族外,元素所在副族数等于 $(n-1)d$ 和 ns 电子数的和。

4. ds区元素。包括IB和ⅡB族元素,价电子构型为 $(n-1)d^{10}ns^{1-2}$,元素所在副族数等于电子数。

5. f区元素。包括镧系和锕系元素,价电子构型为 $(n-2)f^{0-14}(n-1)d^{0-2}ns^2$ 。

化裂化、重整等反应,广泛采用过渡元素作催化剂,特别发现少量稀土元素能大大改善催化剂的性能。

(4)耐高温、耐腐蚀的特种合金材料的制取。在周期表里从ⅢB到ⅥB的过渡元素,如Ti、Ta、Mo、W、Cr,具有耐高温、耐腐蚀等特点。它们是制作特种合金的优良材料,是制造火箭、导弹、航天飞机、飞机、坦克等不可缺少的金属。

(5)矿物的寻找。地球上化学元素的分布跟它们在元素周期表里的位置有密切的联系。科学实验发现如下规律:原子量较小的元素在地壳中含量较多,原子量较大的元素在地壳中含量较少;原子序数为偶数的元素较多,原子序数为奇数的元素较少。处于地球表面的元素多数呈现高价,处于岩石深处的元素多数呈现低价。碱金属一般是强烈的亲石元素,主要富集于岩石圈的最上部。熔点、离子半径、电负性大小相近的元素往往共生在一起,同处于一种矿石中。在岩浆演化过程中,电负性小的、离子半径较小的、熔点较高的元素和化合物往往首先析出,进入晶格,分布在地壳的外表面。

有的科学家把周期表中性质相似的元素分为十个区域,并认为同一区域的元素往往是伴生矿,这对探矿具有指导意义。

二、元素周期表中的元素性质

(一)元素周期表中元素性质的递变规律

元素在周期表中的位置不仅反映了元素的原子结构,也显示了元素性质的递变规律和元素之间的内在联系,使其构成了一个完整的体系,被称为化学发展的重要里程碑之一。

通常用元素的单质跟水或酸起反应置换出氢的难易程度,以及形成最高价氧化物对应的水化物的碱性强弱,来判断元素的金属性的强弱。通常用单质跟氢气生成气态氢化物的难易程度,或形成最高价氧化物对应的水化物的酸性强弱,来判断元素的非金属性的强弱。

同一周期的元素,从左到右随着核电荷数的递增,金属性逐渐减弱,非金属性逐渐增强。因此,金属元素的最高价氧化物对应的水化物的碱性逐渐减弱,如 $\text{NaOH} > \text{Mg}(\text{OH})_2 > \text{Al}(\text{OH})_3$; 非金属元素的最高价氧化物对应的水化物的酸性逐渐增强,如 $\text{H}_3\text{PO}_4 < \text{H}_2\text{SO}_4 < \text{HClO}_4$ (高氯酸)。

同一主族的元素,从上到下随着电子层数逐渐增多,非金属性逐渐减弱,金属性逐渐增强。因此,其氧化物对应的水化物的碱性逐渐增强,如 $\text{LiOH} < \text{NaOH} < \text{KOH}$; 第V A族元素,非金属性 $\text{N} > \text{P}$,因此,其最高价氧化物对应的水化物的酸性 $\text{HNO}_3 > \text{H}_3\text{PO}_4$ 。

想一想:

元素周期表有哪些应用? 反映了哪些规律?

(二)影响元素性质的结构性因素

元素的化学性质,主要取决于原子核外电子构型、作用于价层电子的有效核电荷和原子半径三个因素。实验表明,对于中性原子,最外层8电子的构型是最稳定的,全满和全空的

轨道是最稳定的电子构型。原子在化学反应中,有得到或失去电子而达到稳定构型的趋势。

s 区元素,内层轨道或全满,或全空,均为稳定结构;次外层一般为 8 电子;最外层仅含 1~2 个 s 电子,所以,它们有强烈的失去最外层电子的趋势,均为活泼金属。

p 区元素,内层轨道或全满,或全空,均为稳定结构,最外层含 2 个 s 电子和 1~6 个 p 电子,除 VIII A 族元素外,仅最外层电子不是稳定结构。因此, VIII A 族元素表现为化学性质不活泼,而 III A—VII A 族元素,从趋向失去最外层电子而逐渐变为趋向得到电子以达稳定的电子构型,化学性质从金属性逐渐过渡到非金属性。

d 区元素,原子最外侧只有 1~2 个 s 电子,因此均表现金属性;次外层 d 轨道含 1~9 个电子未完全充满,因此,次外层电子也会参加化学反应。所以,d 区副族元素化合价复杂,且易于生成稳定的配位化合物,与主族元素性质有差异。

ds 区元素,性质与 d 区元素相似。

f 区元素,最外层仅含 2 个 s 电子,均为活泼金属;次外层 f 轨道和次外层 d 轨道一般未完全充满,也参加化学反应,故性质复杂。

原子半径,一般指共价半径或金属半径。共价半径定义为同一种元素的原子间以共价单键结合时,二原子核之间距离之半;金属半径则指在金属晶体中相邻二金属原子核间距离之半。原子的金属半径一般比其共价半径大 10%~15%。稀有气体原子半径指晶体中二相邻原子核间距之半,称为范德华半径或接触半径。范德华半径明显大于共价半径和金属半径。原子半径的大小不仅与电子层数目,还与作用于最外层电子的有效核电荷强弱有关。

同周期主族元素自左至右,原子序数每增加 1,核电荷增加 1,同时最外层电子数增加 1。由于同层电子间的屏蔽作用相对较小,增加的 1 个电子不足以有效地屏蔽增加的核电荷对价电子的引力,故作用于最外层电子的有效核电荷明显增大,原子半径明显减小,相邻元素原子半径平均减小约 10 pm^①。

同主族元素自上至下,核电荷明显增大,但由于同时增加了一内层电子,屏蔽作用较强,故有效核电荷增大不很明显,不能抵消由于电子层增加而使原子半径增大的作用,故原子半径明显增大。

想一想:

原子半径与元素的性质有什么关系?为什么?

同周期过渡元素自左至右,核电荷每增加 1,次外层 d 电子同时增加 1。由于内层电子对外层电子屏蔽作用较大,故作用于最外层电子的有效核电荷增大不很明显,原子半径减小不及主族元素显著,相邻元素原子半径平均减小约 5 pm。对于内过渡元素(镧系、锕系),随核电荷增加,增加的电子填入次外层 f 轨道,基本可完全屏蔽增加的核电荷对最外层电子的

① 皮米(pm):长度单位,1皮米相当于1米的一万亿分之一,1 pm=10⁻¹² m。

引力,故自左至右,原子半径减小不明显,相邻元素原子半径平均只减小约 1 pm,所以,镧系元素(或钪系元素)原子半径十分接近。镧系元素原子半径逐渐缓慢减小的现象,被称为“镧系收缩”现象。镧系收缩是无机化学中一个十分重要的现象,不仅对镧系元素,而且对镧系后第三系列过渡元素的性质都有极大的影响。

同副族的过渡元素原子,从第一系列到第二系列,由于有效核电荷增大不及电子层增加的作用大,因此原子半径增大。但从第二系列到镧系后的第三系列,原子半径几乎不变,甚至减小,如第四副族元素原子半径依次分别为:Ti(14.8 pm),Zr(160 pm),Hf(156.4 pm)。这种反常现象主要是受镧系元素收缩影响所致;第三系列过渡元素,从 La 到相邻的 Hf,中间实际经过了整个镧系元素。虽然相邻镧系元素半径收缩甚微,但从 La 到 Lu 共 15 种元素,原子半径收缩的累积作用明显,从 La(187.7 pm)到 Lu(173.4 pm),累积收缩 14.3 pm,所以从 La 到 Hf,原子半径的收缩比相应的第二系列过渡元素 Y(181 pm)到 Zr(160 pm)大得多。

● 拓展营地

稀土元素讨论

1. 稀土元素是 17 种特殊的元素的统称,它的得名是因为瑞典科学家在提取稀土元素时应用了稀土化合物,所以得名稀土元素。它有工业“黄金”之称,其最显著的功能就是大幅度提高其他产品的质量和性能。

2. 请每 3 位同学为一小组,自行了解稀土元素及其应用领域,并在课堂上交流、讨论稀土进出口情况及其影响。围绕稀土资源竞争,发表自己的看法。

3. 请每个小组推选一位代表在班里进行交流讨论。

4. 通过讨论充分理解我国作为稀土大国存在的优势和面临的问题。

任务小结

本任务学习和探讨了元素性质呈周期性变化的规律及其变化的根本原因,帮助学生了解元素周期表的结构和元素在元素周期表中的位置,掌握同周期和同主族元素性质的递变规律,使学生意识到元素周期律(表)在学习元素、化合物及科学研究中的重要作用。