



教育图书



功能学具



学生之家

基础教育行业专研品牌

套装码



QPG0004456

全品智能作业

QUANPIN ZHINENGZUOYE

“1+1”手册

自查手册

本册反面“自测手册”

高中化学

选择性必修2 RJ

CONTENTS 目录

自查手册

第一章 原子结构与性质 查 023

第一节 原子结构 / 查 023

- 要点 1 能层与能级 / 查 023
- 要点 2 基态与激发态 原子光谱 / 查 023
- 要点 3 构造原理与电子排布式 / 查 023
- 要点 4 电子云与原子轨道 / 查 024
- 要点 5 泡利原理、洪特规则、能量最低原理 / 查 024

疑难辨析 / 查 025

- 应用 1 同一原子处于不同状态时能量高低的判断方法 / 查 025
- 应用 2 核外电子排布的六种表示方法 / 查 025

第二节 原子结构与元素的性质 / 查 026

- 要点 1 原子结构与元素周期表 / 查 026
- 要点 2 元素周期律 / 查 026

疑难辨析 / 查 028

- 应用 1 元素在周期表中位置的确定方法 / 查 028
- 应用 2 微粒半径大小的比较 / 查 028
- 应用 3 电离能的变化规律与应用 / 查 029
- 应用 4 电负性大小的判断方法 / 查 029
- 应用 5 元素推断 / 查 030

第二章 分子结构与性质 查 031

第一节 共价键 / 查 031

- 要点 1 共价键 / 查 031
- 要点 2 键参数——键能、键长与键角 / 查 031

疑难辨析 / 查 032

- 应用 1 σ 键和 π 键的比较 / 查 033
- 应用 2 键参数的应用 / 查 033

第二节 分子的空间结构 / 查 034

- 要点 1 分子结构的测定 / 查 034
- 要点 2 多样的分子空间结构 / 查 034
- 要点 3 价层电子对互斥模型 / 查 035
- 要点 4 杂化轨道理论简介 / 查 035

疑难辨析 / 查 036

- 应用 1 利用价层电子对互斥模型判断分子(或离子)的空间结构 / 查 036

应用 2 键角的大小比较 / 查 037

第三节 分子结构与物质的性质 / 查 038

要点 1 共价键的极性 / 查 038

要点 2 分子间作用力 / 查 038

要点 3 分子的手性 / 查 040

疑难辨析 / 查 040

应用 1 极性分子、非极性分子的判断 / 查 040

应用 2 范德华力、氢键和共价键的比较 / 查 041

第三章 晶体结构与性质 查 042

第一节 物质的聚集状态与晶体的常识 / 查 042

要点 1 物质的聚集状态 / 查 042

要点 2 晶体与非晶体 / 查 042

要点 3 晶胞 / 查 042

要点 4 晶体结构的测定 / 查 043

疑难辨析 / 查 043

应用 1 晶胞相关的计算 / 查 043

应用 2 晶胞中坐标系的构建及原子坐标的确定方法 / 查 044

第二节 分子晶体与共价晶体 / 查 045

要点 1 分子晶体 / 查 045

要点 2 共价晶体 / 查 046

疑难辨析 / 查 046

应用 1 判断分子晶体的方法 / 查 047

应用 2 分子晶体熔、沸点高低的比较方法 / 查 047

应用 3 共价晶体与分子晶体的比较 / 查 048

第三节 金属晶体与离子晶体 / 查 048

要点 1 金属键与金属晶体 / 查 048

要点 2 离子晶体 / 查 048

要点 3 过渡晶体与混合型晶体 / 查 049

疑难辨析 / 查 049

应用 1 晶体熔、沸点高低的比较方法 / 查 049

应用 2 四种典型晶体类型的比较 / 查 050

第四节 配合物与超分子 / 查 051

要点 1 配合物 / 查 051

要点 2 超分子 / 查 052

疑难辨析 / 查 052

应用 1 配体与配位数 / 查 052

应用 2 配合物的形成对性质的影响 / 查 052

应用 3 判断配合物中 σ 键数目的方法(以 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ 为例) / 查 052

第一节 原子结构

要点归纳

要点1 能层与能级

1. 能层

根据核外电子的能量不同,将核外电子分为不同的能层(电子层)。

3. 能层、能级与最多容纳的电子数

能层(n)	一	二	三			四				五	六	七		
能层符号	K	L	M			N				O	P	Q		
能层能量	$E(K) < E(L) < E(M) < E(N) < E(O) < E(P) < E(Q)$													
能级	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s
最多电子数	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2
	2	8		18			32				

由上表可知:

(1)能层序数(n)=该能层所包含的能级数,如第三能层有3s、3p、3d三个能级。

(2)s、p、d、f各能级可容纳的最多电子数分别为1、3、5、7的2倍。

(3)原子核外电子的每一能层最多可容纳的电子数是 $2n^2$ (n 为能层的序数)。

要点2 基态与激发态 原子光谱

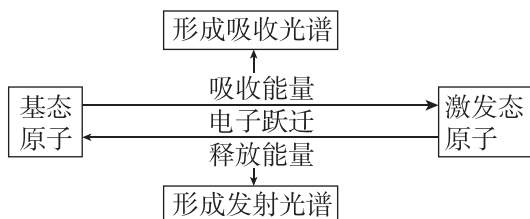
1. 基态原子

处于最低能量状态的原子。

2. 激发态原子

基态原子吸收能量,它的电子会跃迁到较高能级,变成激发态原子。

3. 光谱的成因及分类



2. 能级

根据多电子原子的同一能层的电子的能量也可能不同,将它们分为不同能级,分别用相应能层的序数和字母s、p、d、f等表示,如 ns 、 np 表示第 n 能层s能级、p能级。

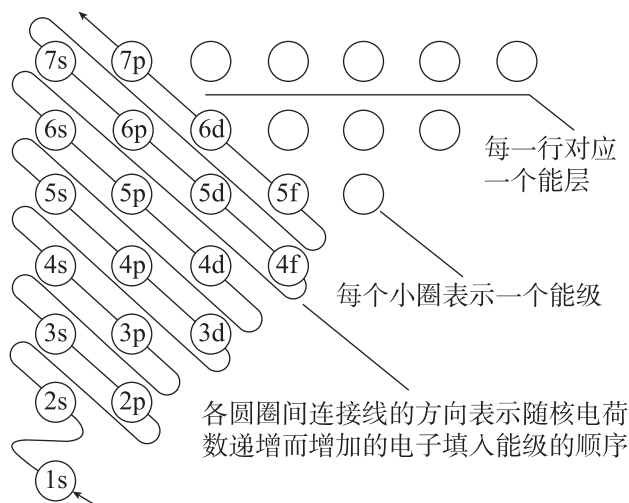
4. 光谱分析

在现代化学中,常利用原子光谱上的特征谱线来鉴定元素,称为光谱分析。

要点3 构造原理与电子排布式

1. 构造原理

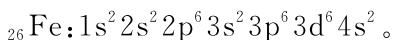
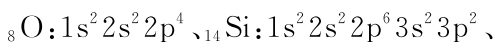
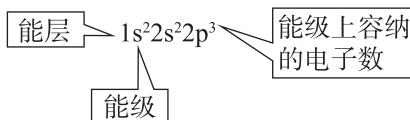
以光谱学事实为基础,从氢开始,随核电荷数递增,新增电子填入能级的顺序称为构造原理(见下图)。



2. 电子排布式

将各能级上所容纳的电子数标在能级符号右上角,并按照能层从左到右的顺序排列的式子。

如基态氮原子的电子排布式为



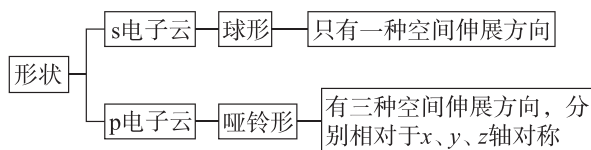
要点4 电子云与原子轨道

1. 概率密度

量子力学指出,一定空间运动状态的电子在核外空间各处都可能出现,但出现的概率不同,可用概率密度(ρ)表示,即 $\rho = \frac{P}{V}$ (P 表示电子在某处出现的概率; V 表示该处的体积)。

2. 电子云

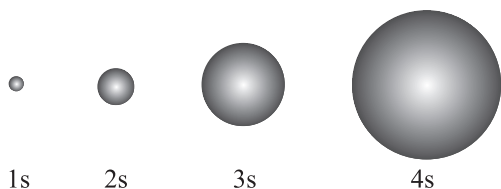
电子云是处于一定空间运动状态的电子在原子核外空间的概率密度分布的形象化描述。用单位体积内小点的疏密程度表示电子在原子核外某处单位体积内出现概率的大小,小点越密,表明概率密度越大。不同能级的电子云形状不同。



3. 原子轨道

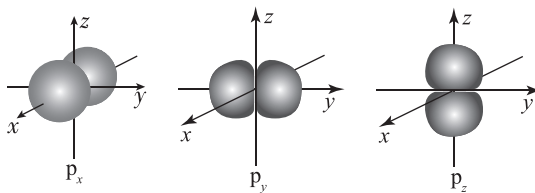
(1)原子轨道:量子力学把电子在原子核外的一个空间运动状态称为一个原子轨道。

(2)不同能层的同种能级的原子轨道形状相同,只是半径不同。如s能级只有一个原子轨道,但是能层序数 n 越大,原子轨道的半径越大。



同一原子的s电子的电子云轮廓图

(3)p能级有3个原子轨道,在同一能层中 p_x 、 p_y 、 p_z 的能量相同,但原子轨道伸展方向不同,它们互相垂直,分别以 p_x 、 p_y 、 p_z 表示(见下图)。d、f能级的原子轨道数目分别为5、7,结构更为复杂。



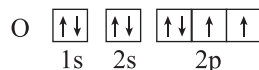
(4)原子轨道数与能层序数(n)的关系:原子轨道数目 $= n^2$ 。

要点5 泡利原理、洪特规则、能量最低原理

1. 泡利原理与电子排布式

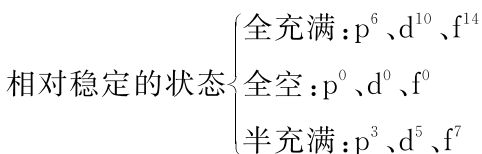
在一个原子轨道里,最多只能容纳2个电子,它们的自旋相反,常用上下箭头(\uparrow 和 \downarrow)表示自旋相反的电子。

轨道表示式(又称电子排布图)是表述电子排布的一种图示。在轨道表示式中,用方框(也可用圆圈)表示原子轨道,能量相同的原子轨道(简并轨道)的方框相连,箭头表示一种自旋状态的电子,“ $\uparrow\downarrow$ ”称电子对,“ \uparrow ”或“ \downarrow ”称单电子(或称未成对电子)。如基态 ${}^8\text{O}$ 的轨道表示式如下:



2. 洪特规则

基态原子中,填入简并轨道的电子总是先单独分占,且自旋平行。在简并轨道上的电子排布处于全充满、半充满和全空状态时,具有较低的能量和较大的稳定性。



如:基态 ${}_{24}\text{Cr}$ 的电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$,为半充满状态,易错写为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ 。

3. 能量最低原理

在构建基态原子时,电子将尽可能地占据能量最低的原子轨道,使整个原子的能量最低。

第二节 原子结构与元素的性质

要点归纳

要点1 原子结构与元素周期表

1. 元素周期律、元素周期系和元素周期表

元素周期律是指元素的性质随原子序数递增而呈周期性的变化。元素按其原子序数(即原子核电荷数)递增排列的序列称为元素周期系。元素周期表是呈现元素周期系的表格。元素周期系只有一个,元素周期表多种多样。

2. 元素周期表的结构

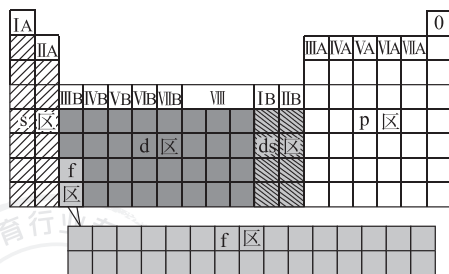
元素周期表

- 周期: 7 个
 - 短周期: 3 个(第一、二、三周期)
 - 长周期: 4 个(第四、五、六、七周期)
- 共 7 个横行
- 族: 16 个
 - 主族: 7 个(第 I A 族~VII A 族)
 - 副族: 8 个[第 III B 族~VII B 族, 第 I B 族~II B 族, 第 VIII 族(第 8、9、10 纵列)]
 - 0 族: 1 个(稀有气体元素)
- 共 18 个纵列

3. 元素周期表的分区

(1) 根据核外电子的排布分区

除 ds 区外,一般来说,按构造原理最后填入电子的能级符号可将元素周期表分为 s、p、d、f 4 个区,而第 I B 族、II B 族这 2 个纵列的元素原子的核外电子,可理解为先填满了 $(n-1)d$ 能级而后再填充 ns 能级,因而得名 ds 区。5 个区的位置关系如下图所示。

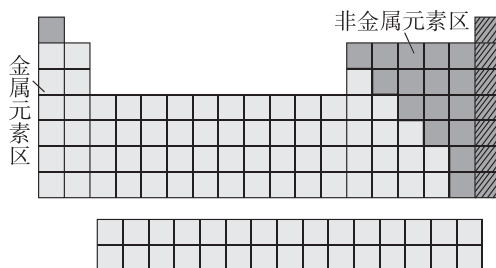


(2) 根据元素的金属性和非金属性分区

① 金属、非金属元素在元素周期表中的位置

沿着周期表中硼、硅、砷、碲、砹与铝、镓、铟、钋、钷之间画一条线,线的左边是金属元素(氢除外),

线的右边是非金属元素(稀有气体元素除外)。非金属元素主要集中在元素周期表右上角的三角区内(如图所示)。

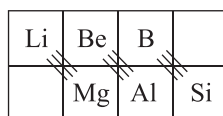


② 金属元素与非金属元素分界线附近元素的性质特点

在元素周期表中位于金属元素和非金属元素分界线附近的元素兼有金属和非金属的性质,位于此处的元素(如硼、硅、锗、砷、锑等)常被称为半金属或类金属(一般其单质可用作半导体材料)。

[注意] 元素的对角线规则

在元素周期表中,某些主族元素与右下方的主族元素(如图)的有些性质是相似的(如锂和镁在过量的氧气中燃烧均生成正常氧化物,而不是过氧化物),这种相似性被称为对角线规则。



要点2 元素周期律

1. 原子半径

(1) 影响原子半径大小的两个因素

① 电子的能层数

电子的能层越多,电子之间的排斥作用使原子半径增大。

② 核电荷数

核电荷数越大,核对电子的吸引作用就越大,使原子半径减小。

(2) 原子半径的递变规律

① 同周期(主族元素)

从左至右,核电荷数越大,原子半径越小。

②同主族

从上到下,核电荷数越大,原子半径越大。

2. 电离能

(1)电离能的概念

①第一电离能

气态基态原子失去一个电子转化为气态基态正离子所需要的最低能量叫作第一电离能,符号: I_1 。

②逐级电离能

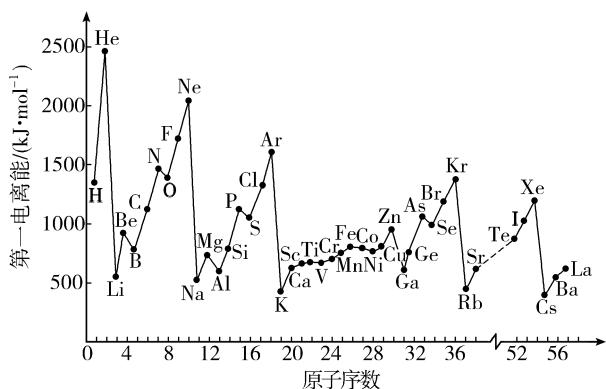
气态基态一价正离子再失去一个电子成为气态基态二价正离子所需的最低能量叫作第二电离能,第三电离能和第四、第五电离能依此类推。由于原子失去电子形成离子后,若再失去电子会更加困难,因此同一原子的各级电离能之间存在如下关系:

$$I_1 < I_2 < I_3 \cdots$$

(2)第一电离能的意义

可以衡量元素的原子失去一个电子的难易程度。第一电离能数值越小,原子越容易失去一个电子;第一电离能数值越大,原子越难失去一个电子。

(3)元素第一电离能变化规律



①每个周期的第一种元素的第一电离能最小,最后一种元素的第一电离能最大,即一般来说,随着核电荷数的递增,元素的第一电离能呈增大趋势。

②同一族,从上到下第一电离能逐渐减小。

(4)电离能的应用

①根据电离能数据,确定元素原子核外电子的排布及元素的化合价。如 Li: $I_1 \ll I_2 < I_3$,表明 Li 原子核外的三个电子排布在两个能层上(K、L 能层),且

最外层上只有一个电子,易失去一个电子形成+1价阳离子。

②判断元素的金属性、非金属性强弱: I_1 越大,元素的非金属性越强; I_1 越小,元素的金属性越强。

3. 电负性

(1)电负性的有关概念

①键合电子:元素相互化合时,原子中用于形成化学键的电子称为键合电子。

②电负性:用来描述不同元素的原子对键合电子吸引力的大小。电负性越大的原子,对键合电子的吸引力越大。

③电负性大小的标准:以氟的电负性为 4.0 和锂的电负性为 1.0 作为相对标准。

(2)电负性递变规律

①同周期,自左到右,主族元素的电负性逐渐增大,元素的非金属性逐渐增强、金属性逐渐减弱。

②同主族,自上到下,元素的电负性逐渐减小,元素的金属性逐渐增强、非金属性逐渐减弱。

(3)电负性应用

①判断元素的金属性和非金属性强弱

金属元素的电负性一般小于 1.8,非金属元素的电负性一般大于 1.8,而位于非金属三角区边界的“类金属”(如锗、铟等)的电负性则在 1.8 左右,它们既有金属性,又有非金属性。

金属元素的电负性越小,金属元素越活泼;非金属元素的电负性越大,非金属元素越活泼。

②判断元素的化合价

电负性数值小的元素在化合物中其原子吸引电子的能力弱,元素的化合价为正值。

电负性数值大的元素在化合物中其原子吸引电子的能力强,元素的化合价为负值。

③判断化合物的类型

两成键元素间电负性差值

大于 1.7	通常形成离子键,相应的化合物为离子化合物
小于 1.7	通常形成共价键,相应的化合物为共价化合物

如 H 的电负性为 2.1, Cl 的电负性为 3.0, Cl 的电负性与 H 的电负性之差为 $3.0 - 2.1 = 0.9 < 1.7$, 故 HCl 为共价化合物; 如 Al 的电负性为 1.5, Cl 的电负性与 Al 的电负性之差为 $3.0 - 1.5 = 1.5 < 1.7$, 因此 AlCl_3 为共价化合物; 同理, BeCl_2 也是共价化合物。

[注意] 电负性之差大于 1.7 的元素不一定都形成离子化合物, 如 F 的电负性与 H 的电负性之差为 1.9, 但 HF 为共价化合物。

疑难辨析

问题 1 指出 K、As、Fe 在元素周期表中的位置及所在区?

提示: K 位于第四周期第 IA 族、s 区; As 位于第四周期第 VA 族、p 区; Fe 位于第四周期第 VIII 族、d 区。

问题 2 是否能层数多的元素的原子半径一定大于能层数少的元素的原子半径?

提示: 不一定, 原子半径的大小由核电荷数与电子的能层数两个因素综合决定, 如 Li 的原子半径大于 Cl 的原子半径。

问题 3 若短周期元素的简单离子 ${}_a\text{A}^{2+}$ 、 ${}_b\text{B}^+$ 、 ${}_c\text{C}^{3-}$ 、 ${}_d\text{D}^-$ 具有相同的电子层结构。

(1) 原子序数从大到小的顺序是什么?

(2) 离子半径由大到小的顺序是什么?

提示: (1) $a > b > d > c$ 。

(2) $\text{C}^{3-} > \text{D}^- > \text{B}^+ > \text{A}^{2+}$ 。

问题 4 元素周期表中, 除 0 族元素和放射性元素外, 第一电离能最大的是哪种元素? 第一电离能最小的元素是什么?

提示: F; Cs。

问题 5 元素周期表中, 电负性越大的元素, 非金属性越强吗? 第一电离能越大吗?

提示: 元素的电负性越大, 非金属性越强; 但第一电离能不一定越大, 例如电负性: $\text{N} < \text{O}$, 而第一电离能: $\text{N} > \text{O}$ 。

理解应用

应用 1 元素在周期表中位置的确定方法

1. 原子序数小于 20 的元素, 可直接依据原子结构示意图确定元素在周期表中的位置, 其中能层数为周期数, 最外层电子数为主族的族序数。

2. 原子序数大于 20 的元素, 可依据电子排布式确定元素在周期表中的位置, 具体方法如下:

第一步: 写出基态原子的电子排布式。

第二步: 依据电子排布式确定基态原子的最高能层数和价层电子数, 其中主族元素的价层电子数为价层电子排布中的电子总数, 如基态 ${}_{32}\text{Ge}$ 的价层电子排布为 $4s^2 4p^2$, 故其价层电子数为 4。过渡元素的价层电子数与 d 能级上的电子数有关, 若价层电子排布为 $(n-1)d^{1\sim 5} ns^{1\sim 2}$, 则其价层电子数为 $(n-1)d$ 能级与 ns 能级上的电子数之和; 若价层电子排布为 $(n-1)d^{6\sim 9} ns^{1\sim 2}$ (Pd 为 $4d^{10}$), 则为第 VIII 族元素; 若价层电子排布为 $(n-1)d^{10} ns^{1\sim 2}$, 则 ns 上排 1 个电子时为第 IB 族元素, ns 上排 2 个电子时为第 IIB 族元素。

第三步: 最高能层数为周期序数, 价层电子数为族序数, 如基态 ${}_{23}\text{V}$ 的简化电子排布式为 $[\text{Ar}]3d^3 4s^2$, 其最高能层为 4, 价层电子数为 $3+2=5$, 故 V 在元素周期表中的位置为第四周期第 VB 族。

应用 2 微粒半径大小的比较

1. 微粒半径大小比较的常用方法

	微粒特点	比较方法	实例
原子	同周期主族元素	核电荷数越大, 半径越小	$r(\text{Na}) > r(\text{Mg}) > r(\text{Al})$
	同主族元素	电子的能层越多, 半径越大	$r(\text{F}) < r(\text{Cl}) < r(\text{Br})$
	一般原子	一般电子的能层越多, 半径越大	$r(\text{S}) > r(\text{C})$
离子	核外电子排布相同	核电荷数越大, 半径越小	$r(\text{Na}^+) > r(\text{Mg}^{2+}) > r(\text{Al}^{3+})$
	电子数和核电荷数均不同	通过电子数或核电荷数相同的微粒作参照物	$r(\text{Al}^{3+}) < r(\text{O}^{2-}) < r(\text{S}^{2-})$

(续表)

微粒特点	比较方法	实例
同种元素的原子和离子	核外电子数越多,半径越大;价态越高,半径越小	$r(\text{Cl}^-) > r(\text{Cl})$, $r(\text{Fe}) > r(\text{Fe}^{2+}) > r(\text{Fe}^{3+})$

2. 微粒半径大小比较的思路

(1)“一看层”:先看能层数,能层数越多,一般微粒半径越大。

(2)“二看核”:若能层数相同,则看核电荷数,核电荷数越大,微粒半径越小。

(3)“三看电子”:若能层数、核电荷数均相同,则看核外电子数,电子数多的半径大。

应用3 电离能的变化规律与应用

1. 第一电离能的变化规律和原因

电离能的数值大小主要取决于原子的核电荷数、原子半径以及原子的核外电子排布。

同周期元素	规律	同周期元素从左到右,第一电离能整体呈增大趋势。每个周期的第一种元素(氢和碱金属元素)的第一电离能最小,最后一种元素(稀有气体元素)的第一电离能最大
	原因	同周期元素原子的电子层数相同,但随着核电荷数增大,原子核对外层电子的吸引作用增强,失去电子的能力逐渐减弱,元素的第一电离能整体呈增大趋势
同主族元素	规律	同主族元素自上而下,第一电离能逐渐减小
	原因	同主族元素原子的价层电子数相同,但自上而下,原子半径逐渐增大,原子核对外层电子的吸引作用逐渐减弱,失去电子的能力逐渐增强,元素的第一电离能逐渐减小
过渡元素	规律	过渡元素的第一电离能的变化不太规则,同周期过渡元素中随着元素原子核电荷数的增加,第一电离能略有增加
	原因	对过渡元素原子来说,增加的电子大部分排布在 $(n-1)d$ 或 $(n-2)f$ 轨道上,原子核对外层电子的吸引作用变化不是太大

2. 逐级电离能变化规律

(1)原子的逐级电离能越来越大

原子失电子时,首先失去的是能量最高的电子,故第一电离能较小,以后再失去的电子都是能量较低电子,所需要的能量增多;同时,失去电子后,阳离子所带的正电荷对电子的吸引更强,从而使电离能越来越大。

(2)逐级电离能递增有突变现象

同一能层的电子,能量相差不大,从同一能层逐渐失去一个电子时,所需能量差别不是太大。再从不同能层失去一个电子时,所需能量有很大的差距。

3. 电离能的应用

(1)比较元素金属性的强弱

一般情况下,元素的第一电离能越小,元素的金属性越强。

(2)确定元素原子的核外电子层排布

由于电子是分层排布的,内层电子比外层电子难失去,因而元素的电离能会发生突变。

(3)确定元素的化合价

如果 $\frac{I_{n+1}}{I_n} \gg \frac{I_n}{I_{n-1}}$,即电离能在 I_n 与 I_{n+1} 之间发生突变,那么元素的原子易形成 $+n$ 价离子,并且主族元素的最高化合价为 $+n$ 价(或只有 $+n$ 价和0价,O、F除外)。某元素的逐级电离能,若 $I_2 \gg I_1$,则该元素通常显 $+1$ 价;若 $I_3 \gg I_2$,则该元素通常显 $+2$ 价;若 $I_4 \gg I_3$,则该元素通常显 $+3$ 价。

应用4 电负性大小的判断方法

1. 根据位置判断

同一周期,主族元素的电负性从左到右逐渐增大;同一主族,元素的电负性从上到下逐渐减小。

2. 根据元素种类判断

一般金属元素的电负性 $<$ 非金属元素的电负性。金属元素的电负性越小,金属越活泼;非金属元素的电负性越大,非金属越活泼。

3. 根据化合价判断

化合物中显正化合价的元素的电负性小于显负化合价的元素的电负性,如 HClO 中 Cl 为 +1 价、O 为 -2 价,可知 O 的电负性大于 Cl。

4. 根据化合物类型判断

一般情况下,组成化合物的两种元素的电负性差值大于 1.7 时,形成离子键;差值小于 1.7 时,形成共价键。差值越小,键的极性越弱。如 Al_2O_3 是离子化合物、 AlCl_3 是共价化合物,可知 O 的电负性大于 Cl。

应用 5 元素推断

1. 利用元素原子或离子的核外电子排布推断

(1)基态原子最外层电子排布式为 $ns^2np^{1\sim 6}$ 的元素一定是主族或 0 族元素,位于 p 区。若基态原子最外层电子排布式为 $ns^2np^{1\sim 5}$,则位于第 IIIA 族 ~ VIIA 族;若基态原子最外层电子排布式为 ns^2np^6 ,则位于 0 族。

(2)若基态原子最外层只有 ns 能级上有电子,价层电子排布可能为 $ns^{1\sim 2}$ (He 除外),位于 s 区;也可能为 $(n-1)d^{1\sim 10}ns^{1\sim 2}$,属于过渡元素,位于 d 区、ds 区。

(3)一些元素原子核外电子排布的特殊性,如前 18 号元素中。

- ①族序数等于周期序数的元素:H、Be、Al。
- ②族序数等于周期序数两倍的元素:C、S。
- ③族序数等于周期序数三倍的元素:O。
- ④周期序数等于族序数两倍的元素:Li。
- ⑤周期序数等于族序数三倍的元素:Na。

2. 利用元素的特殊性质推断

(1)最高正价与最低负价代数和为零的短周期元素:H、C、Si。

(2)最高正价是最低负价绝对值三倍的短周期元素:S。

(3)除 H 外,原子半径最小的主族元素:F。

(4)第一电离能最大的主族元素:F;第一电离能最小的主族元素:Cs(放射性元素除外)。

(5)电负性最小的主族元素:Cs(0.7,放射性元素除外);电负性最大的主族元素:F(4.0)。

(6)同主族相邻两种元素的原子序数若具有 2 倍关系,此两种元素为 O 和 S。

3. 利用元素的单质或化合物的性质、用途、存在的特殊性推断

(1)地壳中含量最多的元素或通常氢化物呈液态的元素:O。

(2)空气中含量最多的元素或气态氢化物的水溶液呈碱性的元素:N。

(3)形成化合物种类最多的元素或形成的某种单质是自然界中硬度最大的物质的元素:C。

(4)地壳中含量最多的金属元素或常见氧化物、氢氧化物呈两性的元素:Al。

(5)最活泼的非金属元素或无氧酸可腐蚀玻璃的元素或气态氢化物最稳定的元素:F。

(6)焰色呈黄色的元素:Na。

(7)焰色呈紫色(透过蓝色钴玻璃观察)的元素:K。

(8)最轻的金属元素:Li。

(9)气态氢化物和它的最高价氧化物对应的水化物能化合的元素:N。

(10)常温下单质呈液态的非金属元素:Br。