

《宁夏回族自治区教育厅中小学教辅材料评议推荐目录》

推荐教辅图书

经人民教育出版社授权

配人教版®

总主编◎李朝东



本册主编：丛 高 陈 芳
陈新龙 张国彪

学生用书



黄河出版传媒集团
宁夏人民出版社

高中化学 选修3

物质结构与性质



本书为《高中化学精讲精练》系列之一，旨在帮助学生巩固基础知识，提高解题能力。本书内容精炼，重点突出，适合高中化学教师和学生使用。本书由丛高、陈芳、陈新龙、张国彪主编。

总主编◎李朝东



君子曰：学不可以已。青，取之于蓝而青于蓝；冰，水为之而寒于水。木直中绳，揉以为轮，其曲中规，虽有槁暴，不复挺者，揉使之然也。故木受绳则直，金就砺则利，君子博学而日参省乎己，则知明而行无过矣。

吾尝终日而思矣，不如须臾之所学也；吾尝跂而望矣，不如登高之博见也。登高而招，臂非加长也，而见者远；顺风而呼，声非加疾也，而闻者彰。假舆马者，非利足也，而致千里；假舟楫者，非能水也，而绝江河。君子生非异也，善假于物也。

积土成山，风雨兴焉；
小流，无以成江海。



本册主编：丛 高 陈 芳
陈新龙 张国彪

学生用书



宁夏出版传媒集团
宁夏人民出版社

高中化学·选修3

物质结构与性质

人教版

目 录

CONTENTS

第一章 原子结构与性质

第一节 原子结构/001

第二节 原子结构与元素的性质/008

单元知识整合/016

第二章 分子结构与性质

第一节 共价键/022

第二节 分子的立体结构/028

第三节 分子的性质/035

单元知识整合/043

第三章 晶体结构与性质

第一节 晶体的常识/048

第二节 分子晶体与原子晶体/053

第三节 金属晶体/058

第四节 离子晶体/064

单元知识整合/071

第一章测试卷/077

第二章测试卷/081

第三章测试卷/085

综合测试卷/089

参考答案/093

第一章 原子结构与性质

第一节 原子结构

——自·主·探·究——

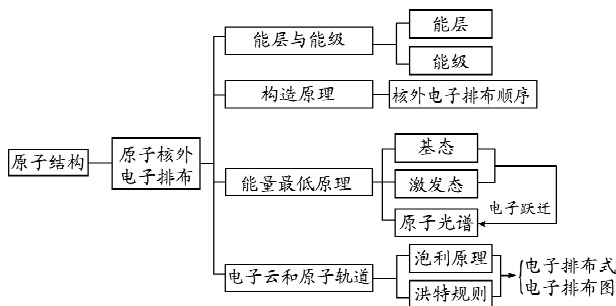
课标导学

kebiaodaoxue

1. 根据构造原理写出1~36号元素原子的电子排布式。
2. 了解核外电子的运动状态,认识电子云与原子轨道。
3. 认识基态、激发态与光谱。
4. 理解泡利原理、洪特规则。

知识网络

zhishiwangluo



基础梳理

jichushuli

一、原子的诞生

现代大爆炸宇宙学理论认为,宇宙诞生于一次大爆炸。地球上的元素绝大多数是_____(填“金属”或“非金属”),非金属包括稀有气体仅有_____种。

二、能层与能级

1. 能层

- (1) 定义:在多电子原子中核外电子的能量是不同的,按能量差异,可以将核外电子分成不同的_____。
- (2) 表示方法及各能层所容纳的最多电子数:

能量	一	二	三	四	五	六	七	...
符号								...
最多电子数					50		...	

2. 能级

- (1) 定义:在多电子的原子中,_____的电子,_____也可以不同,还可以把它们分成不同的_____。
- (2) 表示方法及各能级所能容纳的最多电子数:

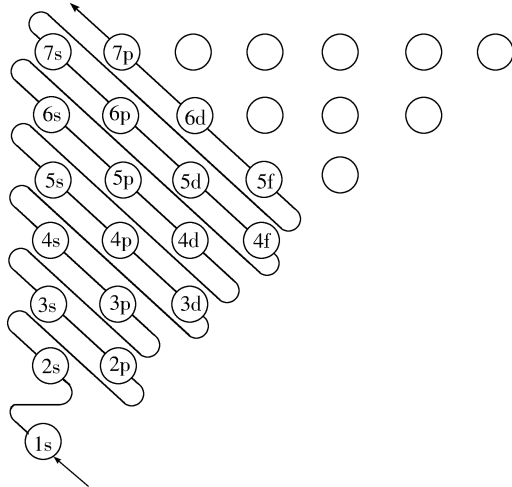
能层(n)	一	二	三	四	五	六	七
符号	K	L	M	N	O	P	Q
能级(l)					5s	...	...
最多电子数					...	...	...

注意:

- ①第n层中,能级符号的顺序是_____;
- ②任一能层,能级数_____能层序数;
- ③s、p、d、f……可容纳的电子数依次是1、3、5、7……的_____倍。

三、构造原理

1. 定义:随着_____的递增,绝大多数元素的_____的排布将遵循下图的排布顺序,这个排布顺序被称为_____。
2. 构造原理图



图(1)

3. 注意事项

- (1) 根据构造原理,基态原子_____遵循图(1)箭头所示的顺序。从图(1)可以看出,不同能层的能级有交错现象,如 $E(3d)$ _____ $E(4s)$ 、 $E(5s)$ _____ $E(4d)$ 、 $E(5d)$ _____ $E(6s)$ 、 $E(6d)$ _____ $E(7s)$ 、 $E(4f)$ _____ $E(5p)$ 、 $E(4f)$ _____ $E(6s)$ 等。

(2) 根据构造原理, 可以将各能级按能量的_____差异分成能级组, 共有七个能级组。

(3) 根据构造原理, 在多电子原子的电子排布中, 各能层最多容纳的电子数为_____; 最外层不超过_____个电子; 次外层不超过_____个电子; 倒数第三层不超过_____个电子。

(4) 原子实和价电子

为了避免电子排布书写过繁, 可以把内层电子已达稀有气体结构的部分写成“原子实”, 以稀有气体的元素符号外加方括号表示。如 $\text{Fe}: [\text{Ar}]3\text{d}^64\text{s}^2$ 。

价电子: 外围电子称为价电子(原子实以外的电子), 如 Fe 的价电子为: $3\text{d}^64\text{s}^2$ 。

四、能量最低原理、基态与激发态、光谱

1. 能量最低原理: 原子的核外电子排布遵循_____能使_____的能量处于最低状态, 简称能量最低原理。即在基态原子中, 电子优先排在_____的能级里, 然后排在_____的能级里。

2. 基态原子: 处于_____的原子。

激发态: 较高能量状态(相对基态而言)。基态原子的电子吸收能量后, 电子会跃迁至_____, 变成激发态原子。

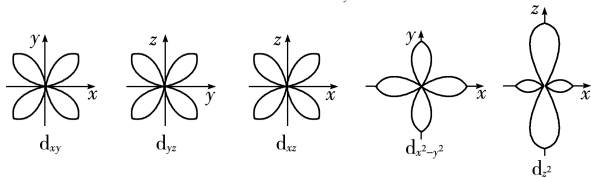
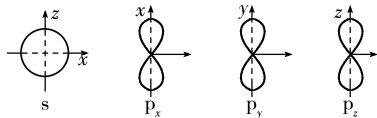
3. 原子光谱: 不同元素的原子发生电子跃迁时会吸收能量(基态 $\rightarrow$ 激发态)和放出能量(激发态 $\rightarrow$ 较低激发态或基态), 因而产生不同的光谱。原子光谱有吸收光谱和发射光谱。

五、电子云与原子轨道

1. 电子云表示电子在核外空间某处出现的_____, 不代表电子的_____。电子云图中小黑点的疏密表示电子在核外空间单位体积内出现的机会的_____。密: 几率_____; 疏: 几率_____。

2. 原子轨道

_____轮廓图称为原子轨道。常把电子出现的概率约为 90% 的空间圈出来。s 原子轨道是_____形, 能层序数越大, 原子轨道的半径越大; p 原子轨道是_____形的, 每个 p 能级有_____个原子轨道, 它们互相_____, 分别以_____, _____、_____为符号。



3. 泡利原理和洪特规则

(1) 能级与原子轨道的关系: ns 能级各有_____个轨道, np 能级各有_____个轨道, nd 能级各有_____个轨道, nf 能级各有_____个轨道。

(2) 泡利原理: 每个原子轨道里最多只能容纳 2 个_____相反的电子。

(3) 洪特规则: 电子排在能量相同的不同轨道时, 总是优先单独占据不同的轨道, 且_____相同。

洪特规则的特例: 电子排布时, 当其处于_____, _____或_____时(即 $s^0, p^0, d^0, f^0, s^1, p^3, d^5, f^7, s^2, p^6, d^{10}, f^{14}$), 整个原子的能量较低。

【参考答案】

一、金属 22

二、1. (1) 能层

K	L	M	N	O	P	Q
2	8	18	32			

2. (1) 相同电子层 能量 能级

1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f
2	2	6	2	6	10	2	6	10	14
2	8		18			32			

① ns、np、nd、nf…… ② 等于 ③ 二

三、1. 原子核电荷数 原子 核外电子构造原理

3. (1) 核外电子排布 $> < > > >$

(2) 高低

(3) $2n^2$ 8 18 32

四、1. 构造原理 整个原子 能量低 能量高

2. 最低能量 较高能级

五、1. 概率 多少 多少 大 小

2. 电子云 球 纺锤 3 垂直 p_x, p_y, p_z

3. (1) 1 3 5 7 (2) 自旋方向 (3) 自旋方向 全空 半充满 充满

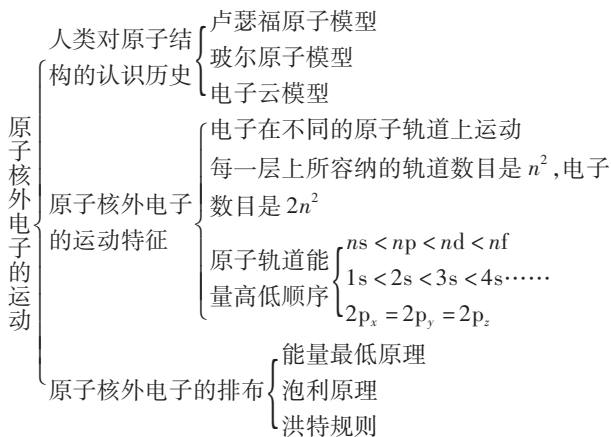
重·难·点·突·破

疑难剖析

yinanpoux

一、原子结构模型发展简史

模 型	说 明
道尔顿模型 (1803)	坚实不可再分的实心球
汤姆生模型 (1904)	平均分布着正电荷的粒子嵌着带负电的电子
卢瑟福模型 (1911)	带正电荷的核位于中心,质量主要集中在核上,电子沿不同轨道运转
玻尔模型 (1913)	电子在一定轨道上绕核做高速圆周运动
电子云模型 (1926)	现代物质结构学说



思考:

1. 电子的运动状态是否与宏观物体相同?

——不相同。人们能够准确地测定一个运动着的宏观物体的速度和位置,可以追踪其运动轨迹。但电子的质量非常小,速度极快,人们不能同时准确测定电子的位置和速度,只能统计出电子在某区域出现的概率。

2. 原子轨道与经典意义上的固定轨道是否相同?

——不相同。因为我们不能确定原子中的电子在某一时刻的具体位置,只能用统计的方法来描述核外电子在空间某处出现的概率大小,所以量子力学中的轨道含义已与玻尔轨道的含义完全不同,它既不是圆形轨道,也不是其他经典意义的固定轨迹。

3. 微观粒子与宏观物体是否都具有波粒二象性?

——不是。微观粒子在不同条件下能表现出波动和粒子的性质,即波粒二象性。这可用德布罗意关系式得证: $E = h\nu$, $p = h/\lambda$, 而宏观物体的波长太短,我们观察不到宏观物体的波动性。

二、原子核外电子排布规律及电子排布的表示方法

1. 能量: 当 n 相同时, 不同能级的能量: $E_{ns} < E_{np} < E_{nd} < E_{nf}$ 。第 n 个能层中有 n 个能级:

n 能层	1	2	3	4	...
l 能级	0	0 1	0 1 2	0 1 2 3	...
nl 亚层	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	...

能级交错现象:

由于电子之间存在排斥力,从而减弱了原子核对外层电子的吸引力,致使能级发生交错现象。

如: $E(3d) > E(4s)$; $E(4d) > E(5s)$; $E(5f) > E(5d) > E(6s)$ 。

能级与原子轨道数和容纳的电子数的关系

能 级	s	p	d	f
原子轨道数	1	3	5	7
容纳的电子数	2	6	10	14

2. 电子排列数表示方法

(1) 电子排布式如: $N: 1s^2 2s^2 2p^3$ 。(2) 电子排布图(轨道表示式): 如 $N: \begin{array}{c} \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \\ 1s \quad 2s \quad 2p \end{array}$ 。注意: ①如 $2s$ 轨道上的电子排布为 $\uparrow\downarrow$, 不能表示为 $\uparrow\uparrow$ 。②如 $2p^3$ 的轨道表示式为 $\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \\ 2p \end{array}$, 不能表示为 $\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \\ 2p \end{array}$ 或 $\begin{array}{c} \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \\ 2p \end{array}$ 。

3. 电子排布式的书写

(1) 基态原子的电子排布式

书写步骤:

①根据原子序数按能层顺序写出所需能级符号, 即:

 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} \dots$ ②按能级顺序, 即按 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} \dots$

在每个能级符号右上角标上该能级上所排布的电子数, 内层能级上是排满的, 一般最后两个能级不一定排满;

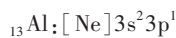
③要考虑到 p 、 d 、 f 轨道上到全空 (p^0 、 d^0 、 f^0) 或半充满 (p^3 、 d^5 、 f^7) 或全充满 (p^6 、 d^{10} 、 f^{14}) 状态时, 整个原子能量才能达到最低状态。如 Cr 、 Cu 的基态原子的电子排布式书写过程为:

 ${}_{24}Cr: \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ ${}_{29}Cu: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

(2) 简化的基态原子电子排布式

把内层符合稀有气体电子排布的式子用稀有气体的元素符号加方括号来表示。

如 Al 、 Cr 的基态原子的简化电子排布式:



1~36号元素的基态原子的电子排布

元素 符号	原子 序数	电子排布式	简化电子排布式
H	1	$1s^1$	$1s^1$
He	2	$1s^2$	$1s^2$
Li	3	$1s^2 2s^1$	$[\text{He}]2s^1$
Be	4	$1s^2 2s^2$	$[\text{He}]2s^2$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	$[\text{He}]2s^2 2p^1$
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	$[\text{He}]2s^2 2p^2$
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$[\text{He}]2s^2 2p^3$
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	$[\text{He}]2s^2 2p^4$
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	$[\text{He}]2s^2 2p^5$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	$[\text{He}]2s^2 2p^6$
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[\text{Ne}]3s^1$
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[\text{Ne}]3s^2$
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$[\text{Ne}]3s^2 3p^1$
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}]3s^2 3p^2$
P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}]3s^2 3p^3$
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}]3s^2 3p^4$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}]3s^2 3p^5$
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$[\text{Ne}]3s^2 3p^6$
K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[\text{Ar}]4s^1$
Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$[\text{Ar}]4s^2$
Sc	21	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	$[\text{Ar}]3d^1 4s^2$
Ti	22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$	$[\text{Ar}]3d^2 4s^2$
V	23	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$	$[\text{Ar}]3d^3 4s^2$
Cr	24	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	$[\text{Ar}]3d^5 4s^1$
Mn	25	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$	$[\text{Ar}]3d^5 4s^2$
Fe	26	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$	$[\text{Ar}]3d^6 4s^2$
Co	27	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$	$[\text{Ar}]3d^7 4s^2$
Ni	28	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$	$[\text{Ar}]3d^8 4s^2$
Cu	29	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^1$
Zn	30	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2$
Ga	31	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^1$
Ge	32	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^2$
As	33	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^3$
Se	34	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^4$
Bi	35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^5$
Kr	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^6$

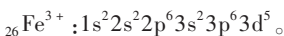
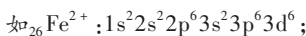
注意:①在电子排布时,要先排4s,后排3d。但在表示电子结构时,应先写3d,后写4s。

②根据构造原理写出的元素原子电子排布式是基态原子的电子排布式。

③Fe若失2个电子变为 Fe^{2+} 时,应先失去4s²上的2个电子。所以 Fe^{2+} 的价电子为3d⁶, Fe^{3+} 的价电子为3d⁵。

$_{35}\text{Br}$ 简化电子排布式直接的书写过程为: $35-18=17$,其中内层18个电子的排布式为: $[\text{Ar}]$,剩余的17个电子依次排在3d¹⁰4s²4p⁵,所以写为: $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$ 。

离子的电子排布式:首先失去最外层的电子然后再失去次外层d能级上电子。



(3)电子排布图:也叫轨道表示式。

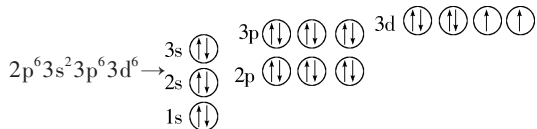
书写步骤:

①首先写出核外电子排布式;

②把每个能层上轨道用小方框(或圆圈)表示出来,一个方框表示一个轨道,同一能级上的轨道方框并联在一起,并标出相应的能级符号;

③用↑或↓表示出每个方框中所容纳的电子,同一轨道最多容纳两个电子且自旋方向相反。多个电子占据同一能级时,根据洪特规则应优先占据不同的轨道且自旋方向相同。

如 Fe^{2+} 的电子排布图书写过程为: $_{26}\text{Fe}^{2+} \rightarrow 1s^2 2s^2$



思考:

①能层与能级、能级与原子轨道及所能容纳的电子数有何关系?

提示:a. 能层数决定能级数,能级种类数最大等于能层数。

能层数(n)	能级种类
1	1种(1s)
2	2种(2s 2p)
3	3种(3s 3p 3d)
4	4种(4s 4p 4d 4f)

b. 能级与原子轨道数和容纳的电子数的关系:

能级	s	p	d	f
原子轨道数	1	3	5	7
容纳的电子数	2	6	10	14

②为什么原子的最外电子层不能超过8个电子?

提示:根据构造原理, $E_{ns} < E_{(n-1)d} < E_{np}$,当原子最外层电子排布到8个电子稳定结构时($ns^2 np^6$),若再有电子,应排布到 $(n+1)s$ 能级的轨道中去。

二、对光谱的认识

通常原子处于基态,核外电子在各自能量的最低轨道上

运动。如果外界将一定能量提供给原子,当基态原子吸收能量(如光能、热能)后,电子会跃迁到较高能级,变成了激发态原子,处于激发态的电子是不稳定的。大约经过 10^{-8} s 以后,激发态电子将返回基态或其他较低能级,并将电子跃迁时所吸收的能量以光的形式释放出去,发出光的波长取决于两个轨道的能量之差。我们日常生活中看到的霓虹灯光、激光、焰火等都与原子核外电子跃迁释放能量有关。

当原子中的电子从能量较高的轨道跃迁到能量较低的轨道时,放出光子。若将发出的光通过棱镜就得到了发射光谱;将特定波长范围的光通过某种物质的蒸气,电子吸收光子,从能量较低的轨道跃迁到能量较高的轨道上,然后将光通过棱镜,就得到原子吸收光谱。由此可见,原子吸收光谱过程吸收辐射能量,而原子发射光谱过程则释放辐射能量。可以用光谱仪摄取出每一种元素的原子发射或吸收的一系列特征谱线,吸收与发射特征谱线的波长相同。原子发射光谱和吸收光谱,总称为原子光谱。

在现代化学中,常利用原子光谱的特征谱线来鉴定元素,称为光谱分析。

典型题解

dianxingtijie

考点1

原子结构模型

例1 下列不同时期原子结构模型的提出时间排列正确的是 ()

- ①电子分层排布模型
- ②“葡萄干布丁”模型
- ③量子力学模型
- ④道尔顿原子学说
- ⑤核式模型

- A. ①③②⑤④
B. ④②③①⑤
C. ④②⑤①③
D. ④⑤②①③

解析 ①电子分层排布模型由玻尔 1913 年提出。②“葡萄干布丁”模型由汤姆生 1904 年提出。③量子力学模型于 1926 年提出。④道尔顿原子学说于 1803 年提出。⑤核式模型由卢瑟福于 1911 年提出。

答案 C

点评 此题考查了原子结构研究的历史演变。原子是可以再分的,它并不是实心的球体,同种元素的原子质量可能不同,性质也可能不同。

借题发挥1 道尔顿的原子学说曾经起了很大的作用。他的学说中包含有下述三个论点:①原子是不能再分的粒子;②同种元素原子的各种性质和质量都相同;③原子是微小的实心球体。从现代的观点看,你认为这三个论点中,不确切的是 ()

- A. 只有③
B. 只有①③
C. 只有②③

D. ①②③

考点2

对核外电子排布式的考查

例2 下列微粒的核外电子排布是否正确?若不正确,请说明理由并改正。

(1) C 原子的基态电子排布图: $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$
1s 2s 2p

(2) S 的电子排布图:

$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$
1s 2s 2p 3s 3p

(3) Cu 原子的基态原子外围电子排布: $3d^9 4s^2$

(4) Fe^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$

解析 解题关键是掌握几种排布式的区别。

(1) 不正确,违背了洪特规则,正确的为

$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow\uparrow$
1s 2s 2p

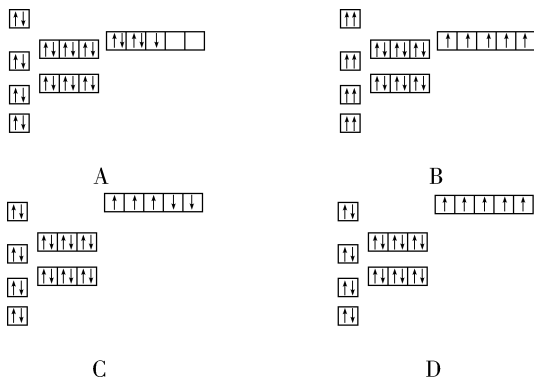
(2) 不正确,不符合泡利原理,正确的为

$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$
1s 2s 2p 3s 3p

(3) 不正确,违背了能量最低原理,正确的为 $Cu: 3d^{10} 4s^1$; (4) 不正确,原子失去电子从最外层的轨道开始,正确的为 ${}_{26}Fe^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$ 。

点评 写好基态原子的电子排布式,并在此基础上可演变为离子电子排布式(或简化的电子排布式)、电子排布图等。

借题发挥2 已知锰的核电荷数为 25,以下是一些同学绘制的基态锰原子核外电子的轨道表示式,其中最准确表示基态锰原子核外电子运动状态的是 ()



考点3

对电子云和原子轨道的考查

例3 下图1和图2分别是电子云图、原子轨道图,则有关的说法中正确的是 ()

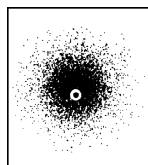


图1

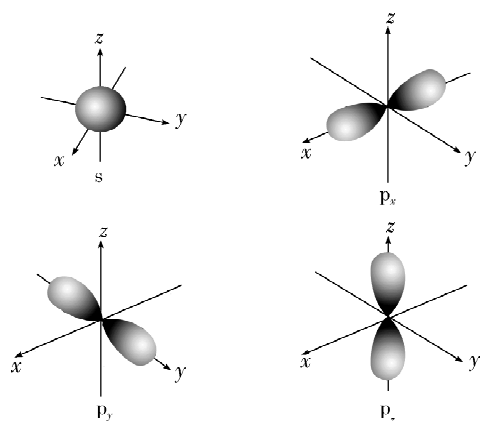


图2

- A. 电子云图就是原子轨道图
B. $3p^2$ 表示3p能级中有两个轨道
C. 由图2可知s轨道呈圆形,有无数条对称轴
D. p能级最多可排6个电子

[解析] 解题关键是要理解电子云的含义。A项中,原子轨道图是电子云的轮廓图,也就是电子出现概率的90%的空间;B项中, $3p^2$ 表示3p能级中有两个电子;C项中,s轨道呈球形而不呈圆形。

[答案] D

[点评] 了解原子轨道是更深入理解核外电子排布规律的前提,理解电子云是学好共价键的前提。

[借题发挥3] 以下对核外电子运动状况的描述正确的是

- ()
A. 电子的运动与行星相似,围绕原子核在固定的轨道上高速旋转
B. 能量低的电子只有在s轨道上运动,能量高的电子总是在f轨道上运动
C. 能层序数越大,原子轨道的半径越大
D. 在同一能级上运动的电子,其运动状态不同

四、由核外电子的排布推断元素

例4 A、B、C、D、E代表5种元素。请填空:

(1)A元素基态原子的最外层有3个未成对的电子,次外层有2个电子,其元素符号为_____。

(2)含有B的四原子18个电子的分子是_____,含有C的八原子18个电子的分子是_____。

(3)D元素的正三价离子的3d能级为半充满,D的元素符号为_____,其基态原子的最外层电子排布图为_____。

(4)E元素基态原子的M层全充满,N层没有成对电子,只有一个未成对电子,E的元素符号为_____,其基态原子的电子排布式为_____。

[解析] 解题关键是用好构造原理、泡利原理和洪特规则。

(1)A的次外层有2个电子,说明次外层是K层,最外层有3个未成对的电子,则说明2p能级上有3个电子,基态原子的核外电子排布为: $1s^2 2s^2 2p^3$,是N元素。(2)18个电子的分子容易想的是HCl、 H_2S 、 PH_3 、 F_2 ,在保证18个电子数不变的前提下采用替换法: $HCl \rightarrow H + 2O + H \rightarrow H_2O_2$,或 $H_2S \rightarrow 2H + 2O \rightarrow H_2O_2$,或 $F_2 \rightarrow 2O + 2H \rightarrow H_2O_2$; $H_2O_2 \rightarrow H_2 + 2N + 2H \rightarrow N_2H_4 \rightarrow H_2 + 2C + 4H \rightarrow C_2H_6$,或 $PH_3 \rightarrow 2C + 3H + H_3 \rightarrow C_2H_6$ 。(3) D^{3+} 的核外电子排布为: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$,则D的质子数是26,为Fe元素,电子排布图就是轨道表示式,则基态原子的最外层电子排布图为: $\uparrow\downarrow_{4s}$ 。(4)E的M层全充满,则M层有18个电子,K层有2个电子,L层有8个电子,N层没有成对电子,只有一个未成对电子,说明只有4s上有1个电子,则E的质子数为29,是Cu元素,原子的电子排布式中要注意全充满,则为: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ 。

[答案] (1)N (2) H_2O_2 、 PH_3 C_2H_6 (3)Fe $\uparrow\downarrow_{4s}$ (4)
Cu $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

[点评] 这类题易错在使用构造原理时没有注意能级交错的现象,此外全空、全满或半满的稳定结构也是考查的着眼点。

[借题发挥4] 具有下列电子层结构的原子,其对应元素一定属于同一周期的是 ()

- A. 两种原子的电子层上全部是s电子
B. 3p能级上只有一个空轨道的原子和3p能级上只有一个未成对电子的原子
C. 最外层电子排布为 $2s^2 2p^6$ 的原子和最外层电子排布为 $2s^2 2p^6$ 的离子
D. 原子核外的M层上的s能级和p能级都填满了电子,而d轨道上尚未排有电子的两种原子

提·升·训·练

1. 以下能级符号正确的是 ()
A. 6s B. 2d
C. 3f D. 1p
2. 下列几个能层中不包含d能级的是 ()
A. N B. M
C. L D. O
3. 下列能级由低到高排列正确的是 ()
A. $3s 3p 3d 4s$ B. $4s 4p 3d 4d$

- C. $4s 3d 4p 5s$ D. $1s 2s 3s 2p$
4. 基态原子的4s能级中只有1个电子的元素共有 ()
A. 1种 B. 2种
C. 3种 D. 8种
5. 下列各微粒的电子排布式错误的是 ()
A. 钠离子 $1s^2 2s^2 2p^6$
B. 氟原子 $1s^2 2s^2 2p^5$
C. 氯离子 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4p^6$

D. 钪原子($_{21}\text{Sc}$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

6. 以下对核外电子运动状况的描述正确的是 ()

- A. 电子的运动与行星相似, 围绕原子核在固定的轨道上高速旋转
- B. 能量低的电子只能在s轨道上运动, 能量高的电子总是在f轨道上运动
- C. 虽能层序数越大, 但s原子轨道的半径仍相同
- D. 在同一能级上运动的电子, 其运动状态肯定不同

7. 图1和图2分别是1s电子的概率分布图和原子轨道图, 下列有关认识正确的是 ()

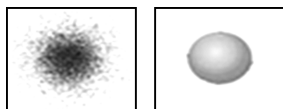


图1 图2

(第7题)

- A. 图1中的每个小黑点表示1个电子
- B. 图2表示1s电子只能在球体内出现
- C. 图2表明1s轨道呈圆形, 有无数对称轴
- D. 图1中的小黑点表示某一时刻, 电子在核外所处的位置

8. 下列说法中正确的是 ()

- A. 处于最低能量的原子叫作基态原子
- B. $3p^2$ 表示3p能级中有两个轨道
- C. 同一个原子中, 1s、2s、3s电子的能量逐渐减小
- D. 同一个原子中, 2p、3p、4p能级的轨道数依次增多

9. 下列有关认识正确的是 ()

- A. 各能级的原子轨道数按s、p、d、f的顺序分别为1、3、5、7
- B. 各能层的能级都是从s能级开始至f能级结束
- C. 各能层含有的能级数为 $n-1$
- D. 各能层含有的原子轨道总数为 $2n^2$

10. 下列原子轨道能量大小比较错误的是 ()

- A. $ns < np < nd < nf$
- B. $1s < 2s < 3s < 4s$
- C. $4d < 5s < 5p$
- D. $4s < 4f < 5d < 6p$

11. (1) 填写下列原子轨道中的轨道数:

- ① 1s _____; 2s _____; 3s _____; 4s _____。
- ② 2p _____; 3p _____; 4p _____。
- ③ 3d _____; 4d _____。

(2) 原子轨道的伸展方向: s轨道是_____对称, 所以s轨道只有1个; p轨道有_____伸展方向, 故有_____个轨道, d轨道有_____个, f轨道有_____个。

12. 以下列出的是一些原子的2p能级和3d能级中电子排布的情况。试判断, 哪些违反了泡利原理? _____。哪些违反了洪特规则? _____。

- ① $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$
- ② $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow$
- ③ $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow$

④ $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$

⑤ $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$

⑥ $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$

13. 钠的特征电子排布式为 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, 说明下列各符号表示的涵义:

$2p^6$ 中2表示_____, 2p表示_____, 6表示_____, $3s^1$ 是钠的_____, 可看出钠在第_____周期_____族。

14. 有A、B、C、D四种短周期主族元素, 它们的原子序数依次增大, 其中A元素原子核外电子仅有一种原子轨道, 也是宇宙中最丰富的元素; B元素原子的核外p电子数比s电子数少1; C为金属元素且原子核外p电子数和s电子数相等; D元素的原子核外所有p轨道全满或半满。

(1) 写出四种元素的元素符号: A _____, B _____, C _____, D _____。

(2) 写出C、D两种元素基态原子核外电子的轨道表示式。

C _____;
D _____。

(3) 写出B、C两种元素组成的单质在一定条件下反应的化学方程式:

_____。

(4) 写出B元素单质及其氢化物的电子式: 单质 _____, 氢化物 _____。

15. 在1~36号元素中, 推断出符合下列条件的元素(写元素符号):

- (1) 原子核外电子排布式为 $1s^2$ 的原子 _____。
- (2) 原子核外M层上仅有2个电子的原子 _____。
- (3) 原子核外N层上仅有2个电子的原子 _____。
- (4) 2p轨道上有1个未成对电子的原子 _____。
- (5) 3p轨道上只有一个成单电子的原子 _____。
- (6) 最外层只有1个电子的原子 _____。

16. A的原子中只有一个能层且只含1个电子; B的原子3p轨道上得到1个电子后不能再容纳外来电子; C的原子核外2p轨道上有1个电子的自旋方向与其他电子的自旋方向相反; D的原子第三能层上有8个电子, 第四能层上只有1个电子; E原子的最外层电子排布为 $3s^2 3p^6$ 。

(1) 写出由A、B、C、D中的三种元素组成的化合物的化学式(至少写出5个): _____。

(2) 写出用上述元素组成的物质制得A单质的化学方程式(至少写出2个): _____; _____。

(3) 检验某溶液中是否含有 D^+ 的离子, 可通过_____反应来实现; 检验某溶液中是否含有 B^- 的离子, 通常所用的试剂是_____和_____。

(4) 写出E的元素符号_____, 要证明太阳光是否含有E元素, 可采用的方法是_____。

第二节 原子结构与元素的性质

——自·主·探·究——

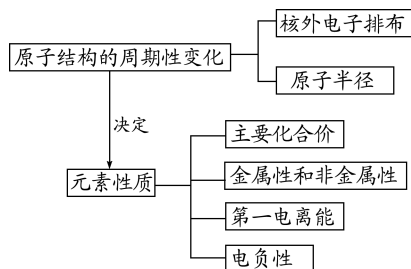
课标导学

kebiaodaaxue

1. 元素的原子结构与元素周期表结构的关系。
2. 电离能、电负性与元素性质的关系。
3. 原子半径、第一电离能、电负性的周期性变化。
4. 元素周期表的分区。

知识网络

zhishiwangluo



基础梳理

jichushuli

一、原子结构与周期表

1. 周期系

随着元素原子的核电荷数递增,每到出现_____,就开始建立一个新的电子层,随后最外层上的电子逐渐增多,最后达到8个电子,出现_____。然后又开始由碱金属到稀有气体,如此循环往复——这就是元素周期系中的一个周期。可见,元素周期系的形成是由于_____。

2. 周期表

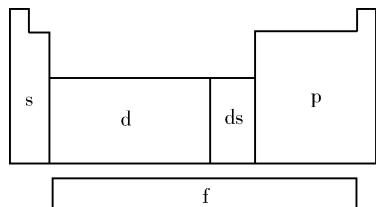
(1) 周期表的结构

在周期表中,把电子层数相同的元素,按原子序数_____的顺序从左到右排成横行,称之为周期,共有_____个。

把元素最外层电子数(或外层电子数)相同,按能层数递增的顺序由上而下排成纵行,称之为族,元素周期表中共有_____个纵行,共有_____个族。这些族又可分为主族、副族、0族、_____。

(2) 元素的分区

按电子排布,可把周期表里的元素划分成5个区,除ds区外,区的名称来自于_____。



根据原子的电子层结构特征,周期表可分为4个区:①s区(ns^{1-2}): I A、II A族元素;②p区($ns^2 np^{1-6}$): III A~VII A族及0族元素;③d区[$(n-1)d^{1-10} ns^{1-2}$]: III B~VII B族及VIII族元素;④ds区[$(n-1)d^{10} ns^{1-2}$]: I B、II B族;⑤f区[$(n-2)f^{1-14} (n-1)d^{1-2} ns^{1-2}$]: 镧系和锕系。

根据元素原子的结构特征、电子构型可判断元素在周期表中的位置,如知道元素在周期表的位置,也可以写出原子的结构特征、电子构型。

_____区全是金属元素(s区除氢元素都是金属元素),非金属元素主要集中在_____区。主族在_____区,副族在_____区,过渡元素在_____区。

二、元素周期律

元素的性质随核电荷数递增发生周期性的递变,称为元素周期律。

1. 原子半径

(1) 影响原子半径大小的因素

- ①电子能层数:电子的能层越多,电子之间的负电排斥使原子半径_____ (主要因素)。
- ②核电荷数:核电荷数越大,核对电子的引力也就越大,使原子半径_____,这两个因素综合的结果使各种原子的半径发生周期性的递变。

(2) 原子半径的大小比较

- ①同一能层原子半径:当能层相同时,随着核电荷数的增加,其原子半径逐渐_____ (除惰性气体外),产生的原因是核电荷数越大,对最外层电子的吸引力也越大,故原子半径减小。
- ②同主族:最外层电子数相同,能层数越多,原子(或离子)半径_____。产生的原因是:能层数越多,最外层电子离原子核的距离越远。

(3) 离子半径的大小比较

- ①对同一种元素来说,原子半径_____ 阳离子的半

径;原子半径_____阴离子的半径。

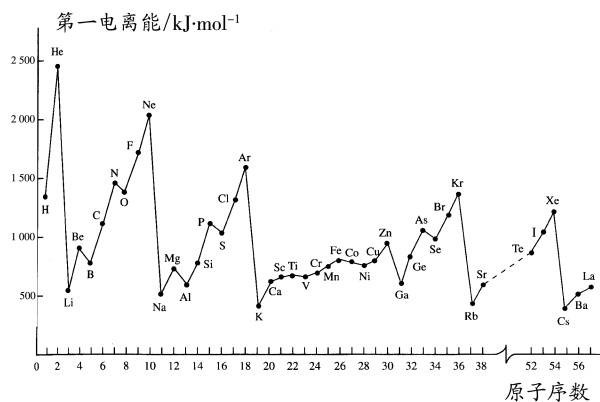
②对于同种元素的各种粒子,核外电子数越多,半径_____;核外电子数越少,半径_____。

③对于电子层结构相同的离子,核电荷数多的半径_____;核电荷数少的半径_____。

2. 电离能

(1)电离能的概念:_____态_____性_____态原子失去_____个电子,转化为气态基态正离子所需要的_____叫做第一电离能。符号: I_1 。

(2)第一电离能的变化规律:



①同一周期,从左向右,原子序数逐渐_____,原子半径逐渐_____,原子核对核外电子的吸引力_____,元素的原子越来越难_____,因此元素第一电离能呈_____的趋势。同一周期内,碱金属的第一电离能_____,稀有气体的第一电离能_____。

注意:电子构型对电离能也有影响。比如:N、P、As等元素比相邻的元素电离能高,是因为它们都具有半充满的 np^3 轨道的缘故。

②同一主族,从上到下,元素的第一电离能逐渐_____。

3. 电负性

(1)键合电子、电负性

元素相互化合时,原子中用于_____的电子称为键合电子。

电负性是用来描述_____的大小,即判断元素金属性和非金属性强弱的尺度。

(2)以_____的电负性为4.0,_____的电负性为1.0作为相对标准,得出了各元素的电负性。在所有元素中,氟的电负性(4.0)最大,非金属性最强。铯的电负性(0.7)最小,金属性最强。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”的电负性则在1.8左右,它们既有金属性又有非金属性。

(3)电负性的变化规律

随着原子序数的递增,元素原子的电负性呈周期性变化。

同一周期(主族元素),从左到右,元素的电负性逐渐_____;

同一主族,从上到下,元素的电负性逐渐_____。

【参考答案】

一、1. 碱金属 稀有气体 元素的原子核外电子的排布发生周期性的重复

2. (1)递增 7 18 16 VIII族 (2)按构造原理最后填入电子的能级符号 d、ds p s、p d、ds d、ds

二、1. (1)①增大 ②减小

(2)①减小 ②越大

(3)①大于 小于 ②越大 越小 ③小 大

2. (1)气 电 中 基 1 最低能量 (2)①增大 减小 增强 失电子 增大 最小 最大 ②减小

3. (1)形成化学键 不同元素的原子对键合电子的吸引力 (2)氟 锂 (3)增大 减小

重·难·点·突·破

疑难剖析

yinanpouxi

一、原子结构与元素周期表

1. 核外电子排布与周期的关系

我们把“构造原理”中能量接近的原子轨道划分为一个“能级组”,可以得到7个能级组,一个能级组最多所能容纳的电子数等于一个周期所包含的元素种数。所以周期表中的7个周期分别对应7个能级组,各周期元素数目与相应能级组的原子轨道关系见表。

周期	元素数目	相应能级组中原子轨道	电子最大容量
1	2	1s	2
2	8	2s2p	8
3	8	3s3p	8
4	18	3s3d4p	18
5	18	5s4d5p	18
6	32	6s4f5d6p	32
7	26(未完)	7s5f6d7p	未滿

2. 核外电子排布与族的划分

同族元素的价电子数目相同,主族元素的价电子全部排布在最外层的 ns 或 np 轨道上,主族元素所在族的族序数等于该元素原子的价电子数,全充满电子的结构是稀有气体元素原子具有特殊稳定性的内在原因。对于过渡元素的原子,价电子排布多为 $(n-1)d^{1-10}ns^2$,而且ⅢB~ⅦB族的价电子的数目与族数相同,价电子排布为 $(n-1)d^{6-10}ns^{1-2}$ 的三个纵行统称为Ⅷ族。除第Ⅷ族元素外,其他大多族序数等于 $(n-1)d+ns$ 的电子数。

3. 核外电子排布与5个分区的划分

根据原子的电子构型特征可把元素周期表划分为5个区,除 ds 区外,区的名称来自按构造原理最后填入电子的能级符号,元素周期表分区如图2:

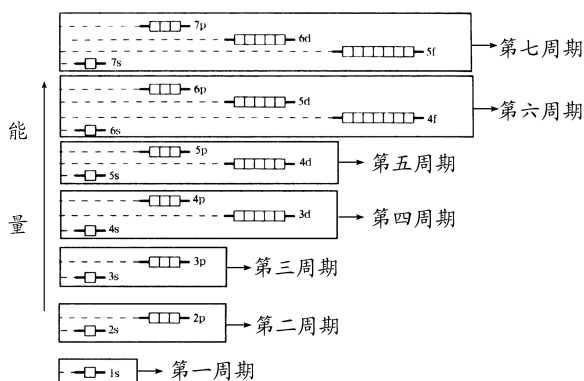


图1

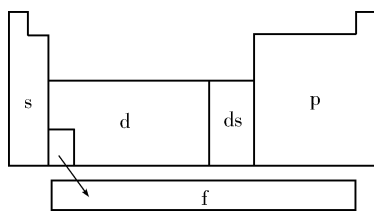


图2

二、粒子半径比较的规律

1. 同周期元素(除惰性元素)的原子半径随原子序数的递增逐渐减小。(序大径小)
2. 同主族元素的原子半径,阴、阳离子半径随电子层数的递增逐渐增大。
3. 同种元素的各种粒子,核外电子数越多,半径越大。
4. 同电子层结构的各种粒子,核电荷数越大,粒子半径越小。

三、解读电离能

1. 概念

气态电中性基态原子失去一个电子形成气态基态一价正离子时所需最低能量称为元素的第一电离能(I_1)。元素气态一价正离子失去一个电子形成气态二价正离子时所需能量称为元素的第二电离能(I_2)。第三、四电离能依此

类推,并且 $I_1 < I_2 < I_3 \dots$ 。由于原子失去电子必须消耗能量克服核对外层电子的引力,所以电离能总为正值,SI单位为 $J \cdot mol^{-1}$,常用 $kJ \cdot mol^{-1}$ 。通常不特别说明,指的都是第一电离能数值越大,原子越难失去一个电子。

注意: 电离能是原子或离子在气态时活泼性的量度。

2. 关系

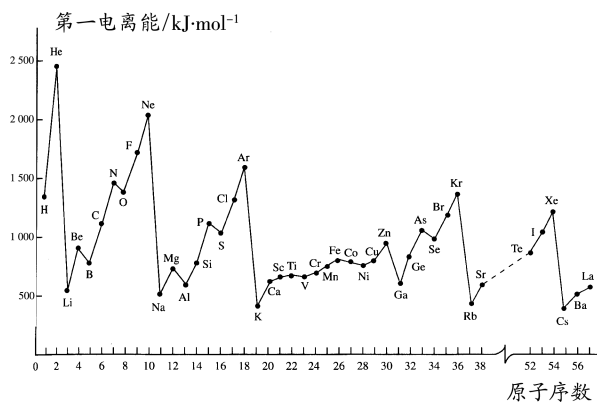
同一原子的各电离能之间存在: $I_1 < I_2 < I_3 \dots$ 如:

元素	$I_1/kJ \cdot mol^{-1}$	$I_2/kJ \cdot mol^{-1}$	$I_3/kJ \cdot mol^{-1}$
Na	496	4 562	6 912
Mg	738	1 451	7 733

$I_2 > I_1$ 是因为气态原子失去1个电子变为气态阳离子后,使核电荷数大于核外电子数,且原子半径也缩小,使之再失去电子变得困难,所以电离能越来越大。

从表中还可看出,对于Na来说, I_1 与 I_2 相差很大, I_2 与 I_3 相差较小,是因为 I_1 失去的是最外层上的一个电子, I_2 、 I_3 失去的是次外层上的两个电子。对于Mg来说, I_1 与 I_2 相差较小, I_2 与 I_3 相差很大,这是因为 I_1 、 I_2 失去的都是最外层上的电子,而 I_3 失去的是次外层上的一个电子。由此可见,我们也可以根据电离能的大小来判断电子所在的电子层。

3. 第一电离能的周期性变化



元素的第一电离能的周期性变化

上图为元素的第一电离能的变化趋势。从图中可以看出存在如下规律:

- (1) 每一周期的第一种元素(氢或碱金属)第一电离能最小,最后一种元素(稀有气体)的第一电离能最大,这说明碱金属最活泼,而稀有气体最不活泼。
- (2) 同一周期,从左到右,第一电离能总体上逐渐增大,表示随着原子序数的递增,失去电子的能力递减。
- (3) 同一短周期中,从左到右,第一电离能总体是逐渐增大的,但并非单调地增大,有反常现象。例如第三周期铝和镁,硫和磷之间出现两个锯齿。

(4)第三周期中,原子半径最大的是(稀有气体除外)_____。

(5)推测 Si、N 最简单氢化物的稳定性_____大于_____ (填化学式)。

[解析] 解题关键是熟练掌握 1~20 号元素的原子结构和元素的性质。(1)具体的是第二周期的 Li、Be, 第三周期的 Na、Mg、Al, 第四周期的 K、Ca。金属性最强的是 K, 其氧化物形式比较复杂, 有 K_2O 、 K_2O_2 、 KO_2 。(3)化合物种类最多的是有机物, 一般的有机物均含有 C、H。(4)同一周期从左到右, 原子半径逐渐减小, 第三周期中, 原子半径最大的是 Na。(5)N 的非金属性大于 P, P 的非金属性大于 Si, 所以 N 的非金属性强于 Si, 所以 NH_3 的稳定性大于 SiH_4 。

[答案] (1)7 K_2O 、 K_2O_2 (KO_2 也可以) (2)He、Ne、Ar (3)C、H (4)Na (5) NH_3 SiH_4

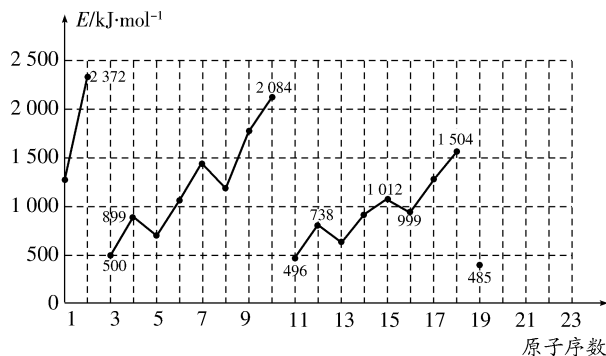
[点评] 要熟记周期表中元素性质之“最”, 如电负性最大的是 F, 电离能最小的是 Cs (Fr 具有放射性除外), 同周期中电离能最大的是稀有气体, 同周期原子半径最大的是碱金属元素 (除稀有气体), 第三周期离子半径最小是 Al^{3+} , 最大的是 Cl^- 等。

[借题发挥 2] 对于 IVA 族元素, 下列叙述中不正确的是 ()

- A. SiO_2 和 CO_2 中 Si 和 O、C 和 O 之间都是共价键
- B. C、Si、Ge 的最外层电子数都是 4, 次外层电子数都是 8
- C. CO_2 和 SiO_2 都是酸性氧化物, 在一定条件下都能和氧化钙反应
- D. 该族元素的主要化合价是 -4 和 +2

考点3 对电离能的考查

例 3 不同元素的气态原子失去最外层一个电子所需要的能量 (设其为 E) 如图所示。试根据元素在周期表中的位置, 分析图中曲线的变化特点, 并回答下列问题。



(1)同主族内不同元素的 E 值的变化特点是_____。各主族中 E 值的这种变化特点体现了元素性质的_____变化规律。

(2)同周期内, 随原子序数增大, E 值增大, 但个别元素

的 E 值出现反常现象。试预测下列关系式中正确的是_____ (填写编号)。

- ① $E(\text{砷}) > E(\text{碲})$ ② $E(\text{砷}) < E(\text{碲})$
- ③ $E(\text{溴}) > E(\text{硒})$ ④ $E(\text{溴}) < E(\text{硒})$

(3)估计 1 mol 气态 Ca 原子失去最外层一个电子所需能量 E 值的范围:_____。

(4)10 号元素 E 值较大的原因_____。

[解析] 解题关键是了解同周期、同主族元素第一电离能的变化规律和一些反常现象。

(1)同主族元素原子最外层电子数相同, 从上到下原子核电荷数逐渐增大, 原子核对最外层电子的吸引逐渐减小, 因此失去最外层电子所需能量逐渐减小。

(2)从图象上的数据非常直观地看出, 同周期 $E(\text{氮}) > E(\text{氧})$, $E(\text{磷}) > E(\text{硫})$, E 值出现了反常。故可推知第 4 周期 $E(\text{砷}) > E(\text{碲})$ 。但 VA 族元素和 VIIA 族元素的 E 值并未出现反常, 所以 $E(\text{溴}) > E(\text{硒})$ 。

(3)1 mol 气态 Ca 原子失去最外层一个电子比同周期的 K 原子要难, 比同主族的 Mg 要容易, 故其 E 值应在 419~738 之间。

(4)10 号元素是 Ne, 它的原子最外层已达到 8 电子稳定结构, 故其 E 值较大。

[答案] (1)随着原子序数递增, E 值变小 周期性 (2)①③ (3) $485 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} < E < 738 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (4)10 号元素是 Ne, 它的原子最外层已达到 8 电子稳定结构, 故其 E 值较大

[点评] 一般同周期中稀有气体的第一电离能最大; 同周期原子第一电离能第 II A 族比第 III A 族大, 第 V A 族比第 VI A 族大。电离能的考查主要有:

- ①电离能递变规律与元素金属性和非金属性;
- ②电离能与电子层上电子的关系;
- ③电离能的变化规律。

[借题发挥 3] 如果给核外电子足够的能量, 这些电子便会摆脱原子核的束缚而离去。核外电子离开该原子或离子所需要的能量主要受两大因素影响: 原子核对核外电子的吸引力及形成稳定结构的倾向。已知 X、Y 两元素是短周期元素, 下面是一些气态原子核失去核外不同电子的电离能 ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$):

	锂	X	Y
失去第一个电子	519	502	580
失去第二个电子	7 296	4 570	1 820
失去第三个电子	11 799	6 920	2 750
失去第四个电子	750	9 550	11 600

(1)通过上述信息和表中的数据分析, 为什么锂原子失去核外第二个电子时所需的能量远远大于失去第一个电子

所需的能量?

(2)表中的 X 是 _____ (填元素符号), Y 属于 _____ 族。

考点4 对电负性的考查

例 4 已知几种元素的电负性,请回答下列问题:

元素	Li	Mg	Al	Ge	C	N	As	O	Cl
电负性	1.0	1.3	1.6	2.0	2.5	3.0	2.2	3.4	3.2

(1)工业上制备金属镁,采用电解熔融 MgCl_2 的方法,而制备金属铝,采用电解熔融 Al_2O_3 不用电解熔融 AlCl_3 的方法。试解释原因。

(2)判断化合物 GeCl_4 、 AsCl_3 是共价化合物,还是离子化合物?

(3)判断化合物 OF_2 、 Al_4C_3 中各元素的化合价。

[解析] 本题考查电负性的有关应用。(1) MgCl_2 、 Al_2O_3 是离子化合物,熔融状态下可以电离, AlCl_3 是共价化合物,熔融状态下不能电离。(2) Ge 与 Cl 、 As 与 Cl 电负性差值均小于 1.7,所以 GeCl_4 、 AsCl_3 均是共价化合物;(3) OF_2 中 F 的电负性大,显 -1 价, O 显 +2 价; Al_4C_3 中 C 的电负性大显 -4 价, Al 显 +3 价。

[点评] 电负性值较大的元素在形成化合物时,往往表现为负化合价;而电负性值较小者表现为正化合价。当化学键两端元素的电负性相差很大时(例如大于 1.7)所形成的键则以离子键为主。

[借题发挥 4] 在元素周期表中,某些主族元素与右下方的主族元素的电负性近似相等,所以它们的性质有些相似,被称为“对角线规则”。

Li	Be	B	
	Mg	Al	Si

请根据该规则,完成下列反应的方程式:

(1) $\text{Li} + \text{O}_2 \longrightarrow$ _____。

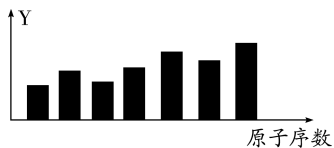
(2) $\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \longrightarrow$ _____。

(3) BeCl_2 溶液呈酸性: _____。

提·升·训·练

- 某元素电子构型为 $[\text{Xe}]4f^46s^2$, 其应在 ()
A. s 区 B. p 区
C. d 区 D. f 区

- 如图所示的是第三周期 11~17 号元素的某些性质的变化趋势的柱状图, 下列说法正确的是 ()



(第 2 题)

- Y 轴表示的可能是第一电离能
 - Y 轴表示的可能是电负性
 - Y 轴表示的可能是原子半径
 - Y 轴表示的可能是元素最高正化合价
- 元素电负性随原子序数的递增而增强的是 ()
A. Na、K、Rb B. N、P、As
C. O、S、Cl D. Si、P、Cl
 - 下列有关叙述错误的是 ()
A. Na、Mg、Al 的还原性依次减弱
B. P、S、Cl 元素最高正价依次升高

- N、O、F 原子半径依次增大
- HF、HCl、HBr 稳定性逐渐增强

- 下列说法中错误的是 ()
A. 原子及其离子的核外电子层数等于该元素所在的周期数
B. 元素周期表中从 III B 族到 II B 族 10 个纵行的元素都是金属元素
C. 除氦外的稀有气体原子的最外层电子数都是 8
D. 同一元素的各种同位素的物理性质、化学性质均相同
- 运用元素周期律分析下面的推断, 其中错误的是 ()
A. 铍是一种轻金属, 它的氧化物的水化物可具有两性
B. 砹是一种有色固体, HAt 很不稳定, AgAt 是有色难溶于水的固体
C. 硫酸锶(SrSO_4)是难溶于盐酸的白色固体
D. 硒化氢(H_2Se)是无色、有毒、比 H_2S 稳定的气体
- 下列各组原子中, 彼此化学性质一定相似的是 ()
A. 原子核外电子排布式为 $1s^2$ 的 X 原子与原子核外电子排布式为 $1s^22s^2$ 的 Y 原子
B. 原子核外 M 层上仅有两个电子的 X 原子与原子核外 N 层上仅有两个电子的 Y 原子
C. 2p 轨道上只有一个电子的 X 原子与 3p 轨道上只有一

个电子的 Y 原子

D. 最外层都只有一个电子的 X、Y 原子

8. 下列四种元素中,其单质的氧化性最强的是 ()

A. 原子含未成对电子最多的第二周期元素

B. 位于周期表中第三周期第ⅢA族的元素

C. 原子外围电子排布为 $2s^2 2p^4$ 的元素

D. 原子价电子排布为 $3s^2 3p^3$ 的元素

9. 有 X、Y 两种元素,原子序数 ≤ 20 , X 的原子半径小于 Y,且 X、Y 原子的最外层电子数相同(选项中 m 、 n 均为正整数)。下列说法正确的是 ()

A. 若 $X(OH)_n$ 为强碱,则 $Y(OH)_m$ 也一定为强碱

B. 若 H_nXO_m 为强酸,则 X 的氢化物溶于水一定显酸性

C. 若 X 元素形成的单质是 X_2 ,则 Y 元素形成的单质一定是 Y_2

D. 若 Y 的最高正价为 $+m$,则 X 的最高正价一定为 $+m$

10. 已知短周期元素离子: A^{2+} 、 B^+ 、 C^{3-} 、 D^- 都具有相同电子层结构,则下列叙述正确的是 ()

A. 原子半径: $A > B > D > C$

B. 原子序数: $D > C > B > A$

C. 离子半径: $C > D > B > A$

D. 单质的还原性: $A > B > D > C$

11. X、Y、Z、Q、E 五种元素中, X 原子核外的 M 层中只有两对成对电子, Y 原子核外的 L 层电子数是 K 层的两倍, Z 是地壳内含量(质量分数)最高的元素, Q 的核电荷数是 X 与 Z 的核电荷数之和, E 在元素周期表的各元素中电负性最大。请回答下列问题:

(1) X、Y 的元素符号依次为_____、_____。

(2) Q 的元素符号是_____, 它属于第_____周期, 它的核外电子排布式为_____, 在形成化合物时它的最高化合价为_____。

12. A、B、C、D 为原子序数小于 18 的四种元素:

① A 原子的电子层数等于最外层电子数;

② A 与 B 处于同一周期, B 与 D 可形成离子化合物 D_2B , 该化合物的水溶液显碱性;

③ C 离子的核内质子数与核外电子数之和为 18;

④ A、C、D 三种元素的离子具有相同的电子层排布。

推断 A ~ D 各为何种元素, 并填空:

(1) A _____; B _____; C _____; D _____。

(2) 写出各原子形成简单离子的电子排布式。

(3) 四种元素离子半径的大小顺序为_____。

(4) 用离子方程式表示 D_2B 水溶液呈碱性的原因: _____。

13. 现有部分短周期元素的性质或原子结构如下表:

元素编号	元素性质或原子结构
T	单质能与水剧烈反应, 所得溶液呈弱酸性
X	L 层 p 电子数比 s 电子数多 2 个
Y	第三周期元素的简单离子中半径最小
Z	L 层有三个未成对电子

(1) 写出元素 X 的离子结构示意图_____。写出元素 Z 的气态氢化物的电子式_____ (用元素符号表示)

(2) 写出 Y 元素最高价氧化物水化物的电离方程式: _____。

(3) 元素 T 与氯元素相比, 非金属性较强的是_____ (用元素符号表示), 下列表述中能证明这一事实的是_____。

a. 常温下氯气的颜色比 T 单质的颜色深

b. T 的单质通入氯化钠水溶液不能置换出氯气

c. 氯与 T 形成的化合物中氯元素呈正价态

(4) 探寻物质的性质差异性是学习的重要方法之一。T、X、Y、Z 四种元素的单质中化学性质明显不同于其他三种单质的是_____, 理由是_____。

14. 1932 年美国化学家鲍林首先提出了电负性的概念。电负性(用 X 表示)也是元素的一种重要性质, 下表给出的是原子序数小于 20 的 16 种元素的电负性数值:

元素	H	Li	Be	B	C	N	O	F
电负性	2.1	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
元素	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K
电负性	0.9	1.2	1.5	1.7	2.1	2.3	3.0	0.8

请仔细分析, 回答下列有关问题:

(1) 预测周期表中除放射性元素外, 电负性最大的元素应为_____; 估计钙元素的电负性的取值范围: _____。

(2) 根据表中所给数据分析, 同主族内的不同元素 X 的值变化的规律是_____; 简述元素电负性 X 的大小与元素金属性、非金属性之间的关系_____。

(3) 经验规律告诉我们: 当形成化学键的两原子相应元素的电负性差值大于 1.7 时, 所形成的一般为离子键; 当小于 1.7 时, 一般为共价键。试推断 $AlBr_3$ 中形成