

ESTRUTURA ATÓMICA E CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

◆ CUESTIÓNS

● NÚMEROS CUÁNTICOS

1.

- a) Indique o significado dos números cuánticos que caracterizan a un electrón.
 b) Escriba os catro números cuánticos correspondentes a cada un dos electróns $2p$ do átomo de carbono.

(P.A.U. Set. 02)

Rta.: b) $2p_x^1 (2, 1, -1, +\frac{1}{2})$; $2p_y^1 (2, 1, 0, +\frac{1}{2})$

Solución:

a) n : número cuántico principal. Determina o valor da enerxía do electrón. No modelo de Bohr, a enerxía dun electrón nun átomo de hidróxeno vén dada por $E_n = -A / n^2$. Tamén determina o tamaño do orbital (a distancia ao núcleo á que é máis probable atopar ao electrón). Pode valer 1, 2, etc.

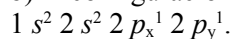
l : número cuántico acimutal ou secundario. Determina a forma do orbital (e o valor do momento angular do electrón). Pode valer desde 0 ata $n - 1$.

m : número cuántico magnético: Determina a orientación do orbital. No caso dos orbitais z , as orientacións son ao longo dos tres eixos, e isto dá lugar aos tres orbitais p_x, p_y e p_z . Pode valer desde $-l$ hasta $+l$.

Eses tres números cuánticos refírense ao orbital.

O cuarto número cuántico s ou de spin, determina o sentido de xiro do electrón ao redor do seu eixo. Pode valer $-\frac{1}{2}$ ou $+\frac{1}{2}$.

b) A configuración electrónica do átomo de carbono no estado fundamental é:

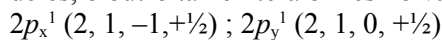


Como están no segundo nivel de enerxía o valor de $n = 2$ para ambos.

Tamén atópanse no subnivel p . Isto indica que o valor do número cuántico acimutal é 1 (sería 0 para os orbitais s , 1 para os p , 2 para os d e 3 para os orbitais f)

O número cuántico magnético depende da orientación. Para $l = 1$, m só pode valer $-1, 0$ ó $+1$. Como os eixos X, Y e Z son arbitrarios, diremos que o valor de m será un, calquera dos valores permitidos de m para o orbital p_x (por exemplo, -1) e calquera dos outros dous para o p_y (p. ex. 0)

Pola regra de Hund os espíns dos dous electróns teñen que ser paralelos. Se asignamos o valor $+\frac{1}{2}$ a un deles, o outro tamén terá o mesmo valor de s .



2.

- a) Pode haber nun mesmo átomo electróns de números cuánticos: $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$; $(2, 1, 0, -\frac{1}{2})$; $(2, 1, -1, -\frac{1}{2})$ $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$. En que principio se basea?
 b) Indique o nivel de enerxía e o orbital ao que pertencen os dous primeiros electróns do apartado anterior.
 c) Que se entende por estrutura fundamental dun átomo? A estrutura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4p^1$ é fundamental? Por que? Razoe as contestacións.

(P.A.U. Set. 03)

Rta.: a) Si. Principio de exclusión de Pauli. b) $2 p_x$ e $2 p_y$. c) Mínima enerxía. Non. $E(4s) < E(4p)$

● CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

1. Indique a estrutura electrónica dos elementos cuxos números atómicos son: 11, 12, 13, 15 e 17.

(P.A.U. Xuño 03)

Rta.: 11: $[\text{Ne}] 3s^1$; 12: $[\text{Ne}] 3s^2$; 13: $[\text{Ne}] 3s^2 3p_x^1$; 15: $[\text{Ne}] 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$; 17: $[\text{Ne}] 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$.

2. Dados os elementos A, B e C de números atómicos 11, 13 e 17, respectivamente, razoa:

- a) A súa configuración electrónica.
b) Número de electróns na súa capa de valencia.

(P.A.U. Set. 96)

Rta.: a) A: [Ne] $3s^1$; B: [Ne] $3s^2 3p^1$; C: [Ne] $3s^2 3p^5$; b) A: 1; B: 3; C: 7.**Solución:**a) A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

As configuracións electrónicas dos estados fundamentais constrúense baseándose nos principios de mínima enerxía, de exclusión de Pauli e a regra de máxima multiplicidade de Hund.

b) En todos os casos, a capa de valencia é a 3, de forma que:

A: $3s^1$: 1, B: $3s^2 3p^1$: 3 e C: $3s^2 3p^5$: 7.**3. Considerando o elemento alcalinotérreo do terceiro período e o segundo elemento do grupo dos halóxenos. Escriba as súas configuracións electrónicas e os catro números cuánticos posibles para o último electrón de cada elemento.**

(P.A.U. Xuño 11)

Solución:

No sistema periódico vemos que o elemento alcalinotérreo do terceiro período é o magnesio e o segundo elemento do grupo dos halóxenos é o cloro.

Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (3, 0, 0, $+\frac{1}{2}$) ou (3, 0, 0, $-\frac{1}{2}$)Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (3, 1, 0, $+\frac{1}{2}$) ou (3, 1, 1, $+\frac{1}{2}$) ou (3, 1, -1, $+\frac{1}{2}$) ou (3, 1, 0, $-\frac{1}{2}$) ou (3, 1, 1, $-\frac{1}{2}$) ou (3, 1, -1, $-\frac{1}{2}$)**4. Razoe se son verdadeiras ou falsas as afirmacións para as dúas configuracións que se indican a continuación correspondentes a átomos neutros: A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ B) $1s^2 2s^2 2p^6 5s^1$**

- a) As dúas configuracións corresponden a átomos diferentes.
b) Necesítase menos enerxía para arrancar un electrón da B que da A.

(P.A.U. Xuño 10)

Solución:

a) As dúas configuracións corresponden a átomos do mesmo elemento posto que representan a átomos neutros co mesmo número de electróns (11).

A diferenza entre elas é que a primeira (A) corresponde ao estado fundamental, xa que cumpre os principios Aufbau (mínima enerxía, e exclusión de Pauli), mentres que a segunda (B) representa un estado excitado no que o último electrón atópase no 5º nivel de enerxía en vez do 3º que é o que lle corresponde.

b) A enerxía para arrancar un electrón dun átomo é igual á diferenza entre a enerxía do electrón no infinito menos a que posúe correspondente ao nivel de enerxía no que se atopa.

$$\Delta E = E_{\infty} - E_i$$

Como a enerxía do 5º nivel é maior que a do 3º nivel

$$E_5 > E_3$$

a enerxía necesaria para arrancar ao electrón é menor.

$$\Delta E_5 = E_{\infty} - E_5 < E_{\infty} - E_3 = \Delta E_3$$

5. Considere a configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

- a) A que elemento corresponde?
b) Cal é a súa situación no sistema periódico?
c) Indique os valores dos números cuánticos do último electrón,

d) Nomee dous elementos cuxas propiedades sexan semellantes a este.

Razoe as respostas.

(P.A.U. Xuño 04)

Rta.: a) Ni; b) Gr: 10, Per.: 4, Metal transición;

c) $4s^2(4, 0, 0, \pm 1/2)$ ó $3d^8(3, 2, m, \pm 1/2)$ ($m = 0, \pm 1, \pm 2$); d) Pd e Pt

6. Os elementos químicos A e B teñen número atómico 20 e 35, respectivamente. Indique razoadamente os ións máis estables que formarán cada un deles.

(P.A.U. Xuño 09)

Solución:

a) As configuracións electrónicas dos elementos neutros son:

A ($Z = 20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

B ($Z = 35$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

O elemento A perderá os 2 electróns do cuarto nivel de enerxía para alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo. Formará o ión A^{2+}

O elemento B gañará 1 electrón para completar o cuarto nivel de enerxía e alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo. Formará o ión B^-

7. O ferro forma dous catións estables con estados de oxidación +2 e +3. Cales serán configuracións electrónicas completas deses catións? E en forma abreviada? Razóao.

(P.A.U. Set. 99)

Rta.: Fe^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$, [Ar] $4s^1 3d^5$; Fe^{3+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$, [Ar] $3d^5$

Solución:

Fe^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$, [Ar] $4s^1 3d^5$

Fe^{3+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$, [Ar] $3d^5$

A configuración electrónica do ferro metálico é: Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$,

pero cando perde electróns para converterse en ión, os primeiros que perde son os 4s. As configuracións dos ións que se forman tenden a cumprir as regras de estabilidade de configuracións electrónicas: octete (imposible neste caso), orbitais cheos e orbitais semicupados. Para o Fe^{2+} , $4s^1 3d^5$ (semi, semi) cumpre estas dúas últimas mellor que as alternativas $4s^2 3d^4$ (cheo, nada) e $3d^6$ (nada). Para o Fe^{3+} , $3d^5$ (semi) cumpre as regras mellor que as alternativas $4s^2 3d^3$ (chea, nada) e $4s^1 3d^4$ (semi, nada).

● PROPIEDADES PERIÓDICAS

1. Tres elementos teñen de número atómico 19, 35 e 54 respectivamente. Indicar:

a) Estruturas electrónicas.

b) Grupo e período ao que pertencen.

c) Cal ten maior afinidade electrónica?

d) Cal ten menor potencial de ionización? Razoe as contestacións.

(P.A.U. Xuño 97 e Xuño 00)

Rta.: a) 19: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; G 1 P 4; 35: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$; G 17 P 4;

54: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$; G 18 P 5; c) Br; d) K.

Solución:

a), b), c) e d)

Z	Configuración electrónica	Grupo	Período	Maior/Menor
19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	I A (1)	4	Menor potencial de ionización
35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	VII A (17)	4	Maior afinidade electrónica
54	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$	0 (18)	5	

c) A afinidade electrónica é a enerxía que se desprende cando un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental captan un mol de electróns para dar ións mononegativos gasosos. É tanto maior canto máis próxima á estrutura electrónica de gas nobre sexa a estrutura electrónica do átomo. Posto que o elemento 35, ao gañar un electrón, adquire a configuración electrónica de gas nobre, (s^2p^6), é o que ten maior afinidade electrónica.

d) A primeira enerxía de ionización é a enerxía mínima necesaria para arrincar un mol de electróns a un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental para dar ións monopositivos gasosos. Será máis doado arrincar un electrón a un átomo cando o ión formado adquire a configuración electrónica dun gas nobre. Por iso o elemento 19 é o que posúe a menor primeira enerxía de ionización e menor potencial de ionización

2. Dos elementos do Sistema Periódico: A, B e C de números atómicos 8, 16 e 19 respectivamente:

a) Escribe a súa configuración electrónica.

b) Indica o elemento no que o primeiro potencial de ionización sexa maior. Razóao.

(P.A.U. Xuño 98)

Rta.: a) A: $1s^2 2s^2 2p^4$; B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; b) C.

Solución:

a) $Z = 8$. A: $1s^2 2s^2 2p^4$
 $Z = 16$. B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 $Z = 19$. C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

b) A primeira enerxía de ionización é a enerxía mínima necesaria para arrincar un mol de electróns a un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental para dar ións monopositivos gasosos. Será máis doado arrincar un electrón a un átomo cando o ión formado adquire configuración electrónica dun gas nobre. Por iso o elemento C ($Z = 19$) é o que posúe a menor primeira enerxía de ionización e menor potencial de ionización.

3. Para os elementos de números atómicos 19, 20, 3 e 35.

a) Escribe as configuracións electrónicas correspondentes a cada un.

b) Define o concepto de enerxía de ionización e compara, razoadamente, as correspondentes aos elementos de números atómicos 3 e 19.

c) Define o concepto de electroafinidade e compara, razoadamente, a correspondente aos elementos de números atómicos 20 e 35.

d) Compara e razo o radio atómico dos elementos de números atómicos 3 e 19.

(P.A.U. Set. 98)

Rta.: a) 19: $[\text{Ar}] 4s^1$; 20: $[\text{Ar}] 4s^2$; 3: $1s^2 2s^1$; 35: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$;

b) $I(19) < I(3)$; c) $A(35) > A(20)$; d) $r(19) > r(3)$

Solución:

a) $Z = 19$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ $Z = 20$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
 $Z = 3$: $1s^2 2s^1$ $Z = 35$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

b) e d) Enerxía de ionización é a enerxía necesaria para arrincar un electrón dun átomo en estado gasoso e fundamental. $A(g) \rightarrow A^+(g) + e^- \Delta H = \text{Enerxía de ionización}$.

Para átomos do mesmo grupo, diminúe ao aumentar o radio atómico. A enerxía para arrincar un electrón é igual (en valor absoluto) á enerxía do electrón no seu nivel de enerxía, que á súa vez é inversamente proporcional ao radio atómico. O radio atómico aumenta co número de niveis de enerxía. O elemento $Z = 19$ ten 4 niveis de enerxía, polo que o seu radio atómico é maior que o do elemento $Z = 3$ que só ten 2, e a súa enerxía de ionización menor.

c) Afinidade electrónica é a enerxía que se desprende cando un átomo en estado gasoso e fundamental atrapa un electrón. $A(g) + e^- \rightarrow A^-(g) \Delta H = -\text{Afinidade electrónica}$.

Os elementos do grupo 17 (halóxenos, como o $Z = 35$), se gañan un electrón, alcanzan a configuración electrónica dun gas nobre, moi estable enerxeticamente, e o proceso desprende enerxía e é espontáneo. Pero

nada semellante ocorre co elemento $Z = 20$. Xa que logo o elemento 35 ten maior afinidade electrónica que o 20.

4. Indique razoadamente:

- a) Para o par de átomos: sodio e magnesio, cal posúe maior potencial de ionización.
b) Para o par de átomos: iodo e cloro, cal posúe maior afinidade electrónica.

(P.A.U. Set. 10)

Solución:

a) A primeira enerxía de ionización é a enerxía mínima necesaria para arrincar un mol de electróns a un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental para dar ións monopositivos gasosos.

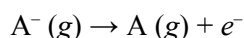
Será máis doado arrincar un electrón a un átomo cando o ión formado adquire a configuración electrónica dun gas nobre. É por iso que o sodio é o que posúe a menor primeira enerxía de ionización e menor potencial de ionización.



b) A afinidade electrónica é a enerxía que se desprende cando un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental captan un mol de electróns para dar ións mononegativos gasosos. É tanto maior canto máis próxima á estrutura electrónica de gas nobre sexa a estrutura electrónica do átomo. Nese sentido ámbolos átomos están no mesmo grupo. A diferenza haberá que explicala en función do seu radio atómico (ou iónico). O proceso relacionado coa afinidade electrónica é:



Se pensamos no proceso oposto,



pódese ver que é moito máis doado arrincarlle un electrón a un ión canto maior sexa o seu radio, posto que o electrón atópase máis afastado do núcleo positivo. Poderíase dicir que o ión ioduro ten maior tendencia a perder o seu electrón que o ión cloruro. Volvendo ao proceso de captura dun electrón, o cloro é máis electronegativo porque ten maior tendencia a aceptar un electrón.

5. Dados os elementos A, B e C de números atómicos 19, 17 e 12, respectivamente, indica razoando as respostas:

- a) Estrutura electrónica dos seus respectivos estados fundamentais.
b) Define enerxía (potencial) de ionización. Explica como depende o potencial de ionización da carga nuclear e do tamaño dos átomos.

(P.A.U. Xuño 99)

Rta.: a) A: [Ar] $4s^1$; B: [Ne] $3s^2 3p^5$; C: [Ne] $3s^2$; b) aumenta coa carga e diminúe co radio.

Solución:

- a) $Z = 19$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 $Z = 17$: B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 $Z = 12$: C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

As configuracións electrónicas dos estados fundamentais constrúense baseándose nos principios de mínima enerxía, de exclusión de Pauli e a regra de máxima multiplicidade de Hund.

b) Enerxía de ionización é a enerxía necesaria para arrincar o electrón máis externo a cada átomo dun mol de átomos dun elemento en fase gasosa e en estado fundamental.

Corresponde á entalpía do proceso: $\text{A (g)} \rightarrow \text{A}^+ \text{ (g)} + e^- \quad \Delta H = I$

A enerxía de ionización é a enerxía do último nivel ocupado, (cambiada de signo).

Segundo Bohr a enerxía dun nivel vén dada pola ecuación $E_n = -E / n^2$, onde E é unha constante para cada átomo (coincide co valor absoluto da enerxía do primeiro nivel) e n é o número cuántico principal.

Tamén segundo Bohr, o radio dunha órbita vén dada pola expresión $r_n = n^2 r_1$, na que r_1 é o radio da primeira órbita.

Aínda que a teoría de Bohr foi substituída polo modelo mecánico ondulatoria de Schrödinger, a ecuación de onda dá as mesmas solucións que o modelo de Bohr, (aínda que o significado de r é a distancia á que a probabilidade de localizar a un electrón nun átomo é máxima).

Combinando as ecuacións de Bohr, $E_n = -k / r_n$ e a enerxía de ionización $I = -E_n = k / r_n$. É dicir, a maior radio (maior nivel de enerxía) a enerxía de ionización será menor.

Como a enerxía de cada nivel de enerxía depende da carga do núcleo (pois é, en parte, a enerxía electrostática do sistema núcleo-electrón), é do tipo $E = -K (Ze) e / r$, na que (Ze) é a carga do núcleo, sendo Z o número atómico. A maior carga nuclear, a enerxía dos niveis é menor (máis negativa) e a enerxía de ionización será maior.

6. Os elementos A, B, C e D teñen números atómicos 10, 15, 17 e 20, respectivamente. Indique:

a) Cal ten maior potencial de ionización e cal maior radio atómico?

b) A configuración electrónica de A, B, C⁻ e D²⁺.

Razoe as respostas.

(P.A.U. Set. 12)

Rta.: a) Maior potencial: A. Maior radio: D. b) A: [He] $2s^2 2p^6$; B: [Ne] $3s^2 3p^3$; C⁻ e D²⁺: [Ne] $3s^2 3p^6$

Solución:

a) A enerxía de ionización é a enerxía necesaria para arrincar o electrón máis externo a cada átomo dun mol de átomos dun elemento en fase gasosa e en estado fundamental.

Corresponde á entalpía do proceso: $A(g) \rightarrow A^+(g) + e^- \Delta H = I$

É un propiedade periódica. Aumenta a medida que se avanza no período ata facerse máxima para os gases nobres, debido ao aumento da carga nuclear efectiva e a diminución do radio atómico.

Para átomos do mesmo grupo, diminúe ao aumentar o radio atómico. O radio atómico aumenta co número de niveis de enerxía.

Como regra sinxela, dise que a enerxía de ionización aumenta na táboa periódica cara arriba e cara á dereita.

Como os elementos son Ne, P, Cl e Ca, o que se atopa máis arriba e á dereita é o neon.

Resposta: A

O radio atómico dun elemento defínese como a metade da distancia internuclear na molécula diatómica (se forma moléculas diatómicas) ou da distancia entre dous átomos na estrutura cristalina.

As predicións da variación de radio atómico ao longo dun período baséanse no efecto da forza de atracción que exerce a carga nuclear sobre os electróns externos facendo que se aproximen ao núcleo e dean un tamaño menor.

Como regra sinxela, dise que o radio atómico aumenta na táboa periódica cara abaixo e cara á esquerda.

Como os elementos son Ne, P, Cl e Ca, o que se atopa máis abaixo e á esquerda é o calcio.

Resposta: D

b) A : Z = 10. Neutro \Rightarrow 10 electróns.

A: $1s^2 2s^2 2p^6$

B : Z = 15. Neutro \Rightarrow 15 electróns:

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

C⁻ : Z = 17. Ión negativo \Rightarrow 18 electróns:

C⁻: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

D²⁺ : Z = 20. Ión dipositivo \Rightarrow 18 electróns:

D²⁺ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

As configuracións electrónicas dos estados fundamentais constrúense baseándose nos principios de mínima enerxía, de exclusión de Pauli e a regra de máxima multiplicidade de Hund.

7. O primeiro e segundo potencial de ionización para o átomo de litio son, respectivamente: 520 e 7300 kJ/mol. Razóese:

a) A gran diferenza que existe entre ambos os valores de enerxía.

b) Que elemento presenta a mesma configuración electrónica que a primeira especie iónica?

c) Como varía o potencial de ionización para os elementos do mesmo grupo?

(P.A.U. Xuño 01)

Rta.: a) destrución dunha configuración de gas nobre; b) He; c) Diminúe cara abaixo.

Solución:

a) As configuracións electrónicas dos estados inicial e final son:



Na primeira, destrúese unha configuración electrónica moderadamente estable (orbitais semiocupados) e alcánzase unha configuración moi estable (nivel plenamente ocupado, configuración de gas nobre), o que compensa, en parte, o custo enerxético de arrincar un electrón a un átomo neutro ($E = K (Ze) e / r$)

Na segunda, destrúese a configuración extremadamente estable de gas nobre e, ademais, o custo enerxético é o relativo ao de separar un electrón dun ión dobremente cargado. Este último é, polo menos, o dobre que no caso anterior, e non só non está compensado senón que está penalizado pola destrución dunha configuración de gas nobre.

b) He ($1s^2$)

c) Diminúe cara abaixo. Véxase o exercicio de [Set. 98](#).

8.

a) Razoar cal dos dous íons que se indican ten maior radio iónico: Na^+ e Al^{3+} .

b) Cantos electróns pode haber con $n = 3$, nun mesmo átomo? En que principio baséase?

(P.A.U. Xuño 02)

Rta.: a) Na^+ ; b) 18 electróns; principio de exclusión de Pauli.

Solución:

a) O ión sodio.

Os dous íons son isoelectrónicos. A configuración electrónica de ambos é: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Para íons isoelectrónicos, o de maior radio será o que ten unha carga maior (se é negativa) ou menor (se é positiva).

A explicación baséase en que o radio dun ión débese ao equilibrio entre a forza de atracción entre os protóns do núcleo e os electróns da cortiza por unha banda, e a repulsión dos electróns entre si.

O número de protóns no núcleo de aluminio ($Z = 13$) é maior que no de sodio ($Z = 11$). En ambos os casos o número de electróns é o mesmo: 10.

Xa que logo, a forza de atracción que exercen os 13 protóns do núcleo de aluminio sobre os 10 electróns, fai que a súa posición máis probable atópanse máis cerca do núcleo que no caso do sodio (11 protóns), e o radio do ión aluminio sexa menor.

b) 18.

No terceiro nivel de enerxía (número cuántico principal $n = 3$) existen 3 subniveis (s , p e d) que corresponden aos valores do número cuántico acimutal $l = 0, 1$ e 2 .

O subnivel $3s$ só contén un orbital, o $3s$. (Para o n° cuántico $l = 0$, o número cuántico magnético m só pode valer 0).

O subnivel $3p$ contén tres orbitais, o $3p_x$, $3p_y$ e $3p_z$. (Para o n° cuántico $l = 1$, o número cuántico magnético m pode valer $-1, 0$ e 1).

O subnivel $3d$ contén cinco orbitais $3d$. (Para o n° cuántico $l = 2$, o número cuántico magnético m pode valer $-2, -1, 0, 1$ e 2).

Polo *principio de exclusión de Pauli*, un orbital só pode conter 2 electróns.

Existen, 1 orbital $3s$, 3 orbitais $3p$ e 5 orbitais $3d$, en total 9 orbitais, con capacidade para 2 electróns cada un, ou sexa 18 electróns en total.

9. De cada unha das seguintes parellas de elementos: Li e B; Na e Cs; Se e Cl; C e O; Sr e Se; indique razoadamente que elemento (dentro de cada parella) terá:

a) Maior radio atómico.

b) Maior potencial de ionización.

c) Maior afinidade electrónica.

d) Maior electronegatividade.

e) Maior carácter metálico.

(P.A.U. Set. 04)

Rta.: a) e e) Li; Cs; Si; C; Sr. b), c) e d) B; Na; Cl; O; Se.

10. Dados os átomos e ións seguintes: ión cloruro, ión sodio e neon:

- a) Escribir a configuración electrónica dos mesmos.
 b) Xustificar cal deles terá un radio maior.
 c) Razoar a cal deles será máis fácil arrincarlle un electrón.

(P.A.U. Xuño 05)

Rta.: a) Cl^- : [Ar] : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ Na^+ : [Ne] : $1s^2 2s^2 2p^6$;
 b) Cl^- : máis niveis de enerxía e carga negativa;
 c) Cl^- : maior tamaño e queda neutro, mentres os outros son menores e quedan con carga +.

11. Dados os ións Cl^- e K^+ :

- a) Escriba as súas configuracións electrónicas e indique os posibles números cuánticos dos seus electróns máis externos.
 b) Razoe cal deles ten maior radio.

(P.A.U. Set. 05)

Rta.: a) Cl^- : K^+ : [Ar] : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; 3 s: (3, 0, 0, $\pm 1/2$); 3 p: (3, 1, {0, ± 1 }, $\pm 1/2$)
 b) Cl^- : maior repulsión entre os electróns (ten máis electróns que protóns)

12. Dadas as seguintes configuracións electrónicas asignadas a átomos en estado fundamental:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ $1s^2 2s^2 2p^5$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

- a) A que elementos corresponden?
 b) Cal será o máis electronegativo? Razoe as respostas.

(P.A.U. Set. 06)

Rta.: a) Na, F, Ne (átomos neutros: número de electróns = número atómico)
 b) F: é o elemento máis electronegativo que existe => maior tendencia a tirar cara a si do par de electróns de enlace.

13. Considere a familia dos elementos alcalinos.

- a) Cal é a configuración electrónica máis externa común para estes elementos?
 b) Como varía o radio atómico no grupo e por que? Xustifique as respostas.

(P.A.U. Xuño 07)

Rta.: a) $n s^1$ (n : período) b) aumenta cara abaixo porque o radio dos orbitais aumenta co número cuántico principal que corresponde ao período.

14. Indique xustificando a resposta, se as seguintes afirmacións son certas ou falsas:

- a) O ión Ba^{2+} ten configuración de gas nobre.
 b) O radio do ión I^- é maior que o do átomo de I.

(P.A.U. Xuño 08)

Rta.: a) Certo. A configuración do Ba é [Xe] $6s^2$ e a do ión Ba^{2+} é a do xenon.
 b) Certo. Contén un electrón máis que fai que a forza de repulsión aumente e a distancia de equilibrio sexa maior que cando era neutro.

15. Ordene de menor a maior e de xeito razoado os seguintes elementos: sodio, aluminio, silicio, fósforo e cloro; segundo:

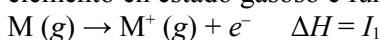
- a) O primeiro potencial de ionización.
 b) O radio atómico.

(P.A.U. Xuño 12)

Rta.: a) Na, Al, Si, P, Cl. b) Cl, P, Si, Al, Na.

Solución:

a) A primeira enerxía de ionización é a enerxía necesaria para arrincar o electrón máis externo a un mol de elemento en estado gasoso e fundamental



e depende da carga efectiva sobre o electrón e da estabilidade da configuración electrónica.

A carga efectiva calcúlase restándolle á carga nuclear o efecto de apantallamento que producen os electróns máis internos. O apantallamento das capas completas é completo, o dos electróns s é algo menor e o dos electróns p aínda máis pequeno.

A configuración máis estable é a dun gas nobre. Tamén é estable, pero menos, a configuración dun grupo de orbitais do nivel e subnivel (mesmos números cuánticos n e l) totalmente ocupados, que é máis estable que unha distribución de orbitais equivalentes semioocupados.

As configuracións electrónicas dos elementos son:

Na: $[\text{Ne}] 3s^1$

Al: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$

Si: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$

P: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$

Cl: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

A carga efectiva sobre o último electrón do sodio é 1. O último electrón do aluminio estará sometido a unha carga efectiva algo maior, xa que os electróns s non conseguen un apantallamento tan efectivo. Nos demais elementos é aínda maior porque o apantallamento dos electróns p é menor que o dos electróns s e vai aumentando coa carga nuclear.

Por este efecto, a orde é: Na, Al, Si, P, Cl.

Pero como o fósforo ten unha estrutura cos orbitales p semioocupados, é máis estable que a dos seus veciños, polo que a súa enerxía de ionización é maior que a deles.

Así que finalmente, a orde debería ser: Na, Al, Si, Cl, P.

(Con todo, si consúltanse os datos, resulta que o Cl ten unha enerxía de ionización bastante maior que a do fósforo, polo que esta predición é incorrecta. A carga efectiva é un factor máis decisivo que a configuración de orbitais semioocupados e a primeira ordenación é a correcta).

b) O radio atómico dun elemento defínese como a metade da distancia internuclear na molécula diatómica (no caso de formar moléculas diatómicas) ou da distancia entre dous átomos na estrutura cristalina.

As predicións da variación de radio atómico ao longo dun período baséanse no efecto da forza de atracción que exerce a carga nuclear sobre os electróns externos facendo que se aproximen ao núcleo e dean un tamaño menor. Como a carga nuclear aumenta co número atómico, o radio menor será o de Cl.

A orde será: Cl, P, Si, Al e Na.

16. Os números atómicos do osíxeno, do fluor e do sodio son 8, 9 e 11, respectivamente. Razoe:

a) Cal dos tres elementos terá un radio atómico maior.

b) Si o radio do ión fluoruro será maior ou menor que o radio atómico do flúor.

(P.A.U. Xuño 13)

Rta.: a) Na; b) $r(\text{F}^-) > r(\text{F})$

Solución:

a) O radio atómico dun elemento defínese como a metade da distancia internuclear na molécula diatómica (se forma moléculas diatómicas) ou da distancia entre dous átomos na estrutura cristalina.

As configuracións electrónicas dos elementos son:

O: $1s^2 2s^2 2p^4$

F: $1s^2 2s^2 2p^5$

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

O radio atómico aumenta co número de niveis ocupados. Como o sodio ten un nivel máis que os outros, o radio maior será o do Na.

b) O ión fluoruro ten un electrón máis que o átomo de flúor, polo que a repulsión entre os electróns será maior e afastaranse máis do núcleo. O radio do ión fluoruro será maior que o do átomo de flúor.