

ÁTOMOS

◇ CUESTIÓNS

● Orbitais atómicos. Números cuánticos. Sistema periódico.

1. Razona se pode haber nun mesmo átomo electróns cos seguintes números cuánticos:
(2, 1, -1, +½); (2, 1, 0, -½); (2, 1, -1, -½) e (2, 1, 0, +½).

(P.A.U. set. 16)

Solución:

Si. Polo principio de exclusión de Pauli.

Os tres primeiros números cuánticos definen as propiedades do orbital atómico:

n: principal, indica o nivel de enerxía. Os valores posibles son números enteiros: $n = 1, 2, 3, \dots$

l: secundario, indica a forma do orbital. Os valores posibles son: $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$.

m: magnético, indica a orientación do orbital. Os valores posibles son: $m = -l, -l + 1, \dots, -1, 0, 1, \dots, l - 1, l$.

O último número cuántico:

s: spin, indica o sentido de xiro do electrón. Os valores posibles son: $s = +\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$.

Para $n = 2$, os valores posibles de **l** son 0 e 1 que corresponden aos orbitais 2s e 2p.

Para $l = 1$, os valores posibles de **m** son $m = -1, 0, 1$, que corresponden aos orbitais $2p_x, 2p_y$ e $2p_z$.

O principio de exclusión de Pauli di que nun mesmo átomo non pode haber dous electróns cos catro números cuánticos iguais.

Todos os electróns do enunciado difiren en, polo menos, un número cuántico.

2. Considerando o elemento alcalinotérreo do terceiro período e o segundo elemento do grupo dos halóxenos. Escribe 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, +½) ou (3, 0, 0, -½)

Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (3, 1, 0, +½) ou (3, 1, 1, +½) ou (3, 1, -1, +½) ou (3, 1, 0, -½) ou (3, 1, 1, -½) ou (3, 1, -1, -½)

3. Razona 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 arrincar un electrón da B que da A.

(P.A.U. xuño 10)

Solución:

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 de mínima enerxía e de 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 onde se atoparía no estado fundamental.

A enerxía para arrincar 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 arrincar ao electrón é menor.

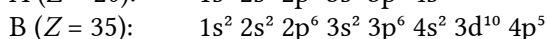
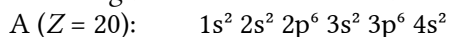
$$\Delta E_5 = E_{\infty} - E_5 < E_{\infty} - E_3 = \Delta E_3$$

4. Os elementos químicos A e B teñen número atómico 20 e 35, respectivamente. Indica razoadamente: Os ións máis estables que formarán cada un deles.

(P.A.U. xuño 09)

Solución:

As configuracións electrónicas dos elementos neutros son:



O elemento A perderá os 2 electróns do cuarto nivel de enerxía para alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo. Formará o ión A²⁺.

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⁻.

5. Considera a configuración electrónica: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁸ 4s²
- A que elemento corresponde?
 - Cal é a súa situación no sistema periódico?
 - Indica os valores dos números cuánticos do último electrón.
 - Nomea dous elementos cuxas propiedades sexan semellantes ás de este elemento.
- Razona as respostas.

(P.A.U. xuño 04)

Solución:

- a) Ni.

O número de electróns que contén o elemento obtense sumando os números dos electróns que hai en cada orbital. Supoñendo que é neutro, ese número será igual ao número de protóns e, polo tanto, ao seu número atómico:

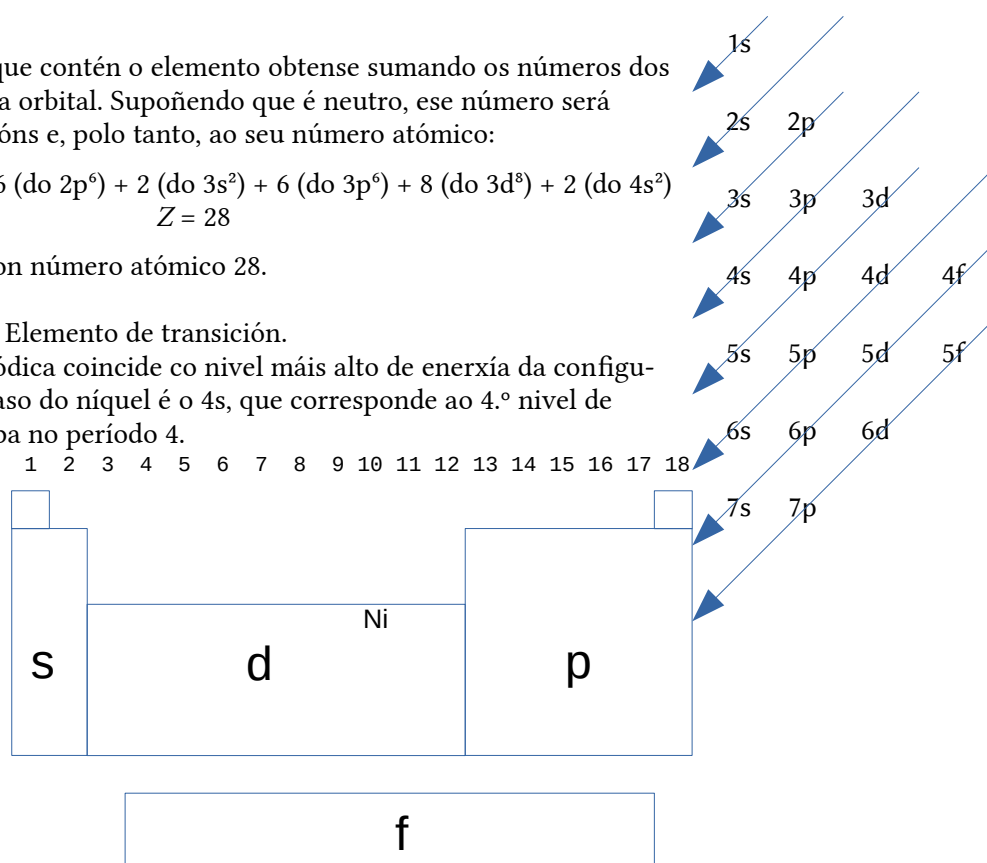
$$2 \text{ (do } 1s^2) + 2 \text{ (do } 2s^2) + 6 \text{ (do } 2p^6) + 2 \text{ (do } 3s^2) + 6 \text{ (do } 3p^6) + 8 \text{ (do } 3d^8) + 2 \text{ (do } 4s^2)$$

$$Z = 28$$

O níquel é o elemento con número atómico 28.

- b) Grupo: 10, Período: 4. Elemento de transición.

O período da táboa periódica coincide co nivel máis alto de enerxía da configuración electrónica. No caso do níquel é o 4s, que corresponde ao 4.º nivel de enerxía, polo que se atopa no período 4.



O número cuántico principal é $n = 3$, que indica o nivel de enerxía.

O número cuántico secundario é $l = 2$, que corresponde a un orbital d.

O número cuántico magnético m pode ser calquera destes: $-2, -1, 0, 1$ e 2 , xa que non existe unha regra para ir ocupando os orbitais da mesma enerxía pola súa orientación.

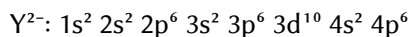
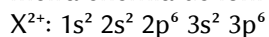
Se o que consideran último electrón é o último que aparece na configuración electrónica que dan no enunciado: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$, entón sería o $4s^2$. Nese caso os números cuánticos serían $(4, 0, 0, \pm\frac{1}{2})$.

d) En principio os elementos do mesmo grupo (columna) da táboa periódica teñen propiedades semellantes. Isto é válido para os elementos dos bloques s e p. Así temos que os metais alcalinos (grupo 1) perden facilmente un electrón, ou que os gases nobres (grupo 18) son moi pouco reactivos, en algúns casos inertes.

Pero o Pd e Pt, que están na mesma columna que o Ni, non teñen propiedades semellantes a el. Non coinciden os estados de oxidación dos ións nin a reactividade, nin as propiedades magnéticas. O níquel ten máis semellanzas cos seus veciños cobalto e ferro.

● Propiedades periódicas

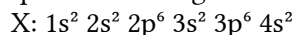
1. b) A partir das seguintes configuracións electrónicas escriba as configuracións electrónicas dos átomos neutros dos que proceden estes ións e razoe que elemento presentará o valor máis baixo da primeira enerxía de ionización:



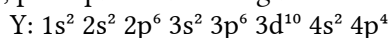
(P.A.U. set. 16)

Solución:

X ten 2 electróns máis que o ión X^{2+} , polo que a súa configuración electrónica será:



Y ten 2 electróns menos que o ión Y^{2-} , polo que a súa configuración electrónica será:



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 gaseosos.

Os dous elementos atópanse no mesmo (4°) período, pero o elemento Y ten maior carga nuclear polo que ten maior enerxía de ionización. Polo tanto, o elemento X presentará o valor máis baixo da primeira enerxía de ionización.

2. Indica razoadamente se as seguintes afirmacións son correctas:

- a) O raio atómico dos elementos dun grupo diminúe ao aumentar o número atómico.
b) O elemento máis electronegativo é o flúor.

(P.A.U. xuño 16)

Solución:

- a) Falsa

O raio 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.

O raio atómico aumenta nun grupo ao aumentar o número atómico (cara abaixo). Cada elemento ten un nivel de enerxía máis que o elemento situado encima do cos electróns cada vez máis afastados do núcleo.

- b) Correcto.

A electronegatividade mide a tendencia dun átomo a tirar cara á si do par de electróns de enlace. Está relacionada coa enerxía de ionización, que mide a dificultade de arrincar un electrón dun átomo, e a afinidade electrónica, que mide a tendencia a coller electróns. Aínda que os gases nobres teñen as maiores enerxías de ionización, non teñen tendencia a coller electróns. Os halóxenos son os elementos con maior tendencia a coller electróns. O flúor, debido ao seu pequeno tamaño, ten a maior tendencia a coller electróns e ten unha enerxía de ionización máis alta que a do resto dos halóxenos. É o elemento máis electronegativo.

3. Indica se a seguinte proposta é verdadeira ou falsa e xustifica a túa resposta: Os halóxenos teñen as primeiras enerxías de ionización e afinidades electrónicas altas.

(P.A.U. xuño 16)

Solución:

Verdadeira

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.

Os gases nobres teñen configuracións electrónicas estables e as maiores enerxías de ionización.

Será máis fácil arrincar un electrón a un átomo cando o ión formado adquiere a configuración electrónica dun gas nobre e máis difícil canto máis se diferencie dela. Por iso os halóxenos teñen primeiras enerxías de ionización altas.

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. Como os halóxenos son os elementos máis próximos aos gases nobres, terán afinidades electrónicas altas.

4. Indica razoadamente se as seguintes afirmacións son correctas.
- A primeira enerxía de ionización do cesio é maior que a do bario.
 - O potasio ten un raio atómico menor que o bromo.

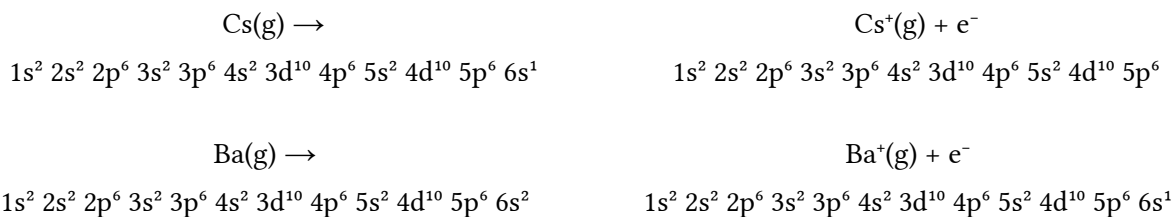
(P.A.U. xuño 15)

Solución:

a) Falsa

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 fácil arrincar un electrón a un átomo cando o ión formado adquiere a configuración electrónica dun gas nobre. Por iso o cesio é o que posúe a menor primeira enerxía de ionización.



b) Falsa

O raio 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 raio 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 raio menor será o do potasio.

5. Considera a familia dos elementos alcalinos.
- Cal é a configuración electrónica máis externa común para estes elementos?
 - Como varía o raio atómico no grupo e por que? Xustifica as respostas.

(P.A.U. xuño 15, xuño 07)

Solución:

a) Os elementos alcalinos son os que se atopan no grupo 1 da táboa periódica por debaixo do hidróxeno. Son: Li, Na, K, Rb, Cs e Fr.

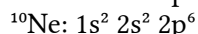
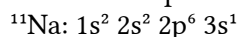
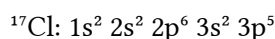
A súa configuración electrónica termina en ns^1 , onde n é o período no que se atopa cada elemento. Por exemplo, a configuración electrónica do litio ($Z = 3$) é: $1s^2 2s^1$. O Li atópase no 2.º período. A do cesio ($Z = 55$) é: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$. O Cs atópase no 6.º período.

b) O raio atómico no grupo aumenta cara abaixo porque o raio dos orbitais aumenta co número cuántico principal que corresponde ao período.

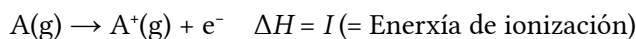
6. Para os seguintes átomos: cloro, sodio e neon, escribe a configuración electrónica e razoal deles será máis fácil arrincarlle un electrón.

(P.A.U. set. 14)

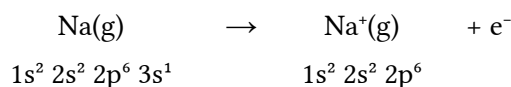
Solución:



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 fácil arrincar un electrón a un átomo cando o ión formado adquira a configuración electrónica dun gas nobre. Por iso o sodio é o que posúe a menor primeira enerxía de ionización e menor potencial de ionización.



Nos demais casos non ocorre isto. Ademais, no caso do neon a enerxía de ionización é moi alta porque se destrúe a configuración electrónica de gas nobre.

7. a) Dados os seguintes elementos: B, O, C e F, ordénaos en orde crecente segundo o primeiro potencial de ionización. Razoal a resposta.

b) Agrupa as especies que son isoelectrónicas: O^{2-} , C, F^- , Na^+ , Ge^{2+} , B^- , Zn. Razoal a resposta.

(P.A.U. xuño 14)

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: $\text{A}(\text{g}) \rightarrow \text{A}^+(\text{g}) + \text{e}^- \quad \Delta H = I (= \text{Enerxía de ionización})$

É unha 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 raio atómico.

$$I(\text{B}) < I(\text{C}) < I(\text{O}) < I(\text{F})$$

b) As especies isoelectrónicas son as que teñen o mesmo número de electróns. Para un átomo neutro, o número de electróns é igual ao número de protóns que se indica no número atómico. Os ións positivos perderon tantos electróns como indica a súa carga e os negativos gañaron electróns.

Os números atómicos e número de electróns de cada especie móstrase na seguinte táboa:

| Especie | O^{2-} | C | F^- | Na^+ | Ge^{2+} | B^- | Zn |
|---------------------|-----------------|---|--------------|---------------|------------------|--------------|----|
| Número atómico | 8 | 6 | 9 | 11 | 32 | 5 | 30 |
| Número de electróns | 10 | 6 | 10 | 10 | 30 | 6 | 30 |

Por tanto son isoelectrónicas:

Os ións óxido (O^{2-}), fluoruro (F^-) e sodio (Na^+) con 10 electróns.

O carbono (C) e o ión boruro(1-) (B^-), con 6 electróns.

O cinc (Zn) e o ión xermanio(II) (Ge^{2+}) con 30 electróns.

8. Os números atómicos do osíxeno, do flúor e do sodio son 8, 9 e 11, respectivamente. Razona:
- Cal dos tres elementos terá un raio atómico maior.
 - Se o raio do ión fluoruro será maior ou menor que o raio atómico do flúor.

(P.A.U. xuño 13)

Solución:

a) O raio 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 raio atómico aumenta co número de niveis ocupados. Como o sodio ten un nivel máis que os outros, o raio 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 raio do ión fluoruro será maior que o do átomo de flúor.

9. Os elementos A, B, C e D teñen números atómicos 10, 15, 17 e 20, respectivamente. Indica:
- Cal ten maior potencial de ionización e cal maior raio atómico?
 - A configuración electrónica de A, B, C^- e D^{2+} .
- Razona as respostas.

(P.A.U. set. 12)

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: $\text{A(g)} \rightarrow \text{A}^+(\text{g}) + \text{e}^- \quad \Delta H = I (= \text{Enerxía de ionización})$

É unha 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 raio atómico.

Para átomos do mesmo grupo, diminúe ao aumentar o raio atómico. O raio 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 raio 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 raio 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 raio 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^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |
| | D^{2+} : $Z = 20$. Ión dipositivo \Rightarrow 18 electróns: | D^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |

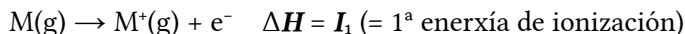
As configuracións electrónicas dos estados fundamentais constrúense baseándose nos principios de mínima enerxía, de exclusión de Pauli e a regra de máxima multiplicidade de Hund.

10. Ordena de menor a maior e de maneira razoada os seguintes elementos: sodio, aluminio, silicio, fósforo e cloro, segundo:
- O primeiro potencial de ionización.
 - O raio atómico.

(P.A.U. xuño 12)

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

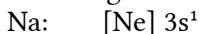


e depende da carga efectiva sobre o electrón e da estabilidade da configuración electrónica.

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:



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 orbitais 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, se se consultan 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 raio 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 raio 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 raio menor será o de l cloro. A orde será: Cl, P, Si, Al e Na.

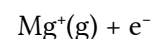
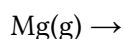
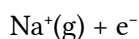
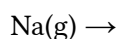
11. Indica razoadamente:

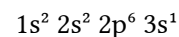
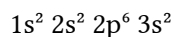
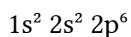
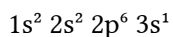
- Para o par de átomos: sodio e magnesio, cal posúe maior potencial de ionización.
- Para o par de átomos: iodo e cloro, cal posúe maior afinidade electrónica.

(P.A.U. set. 10)

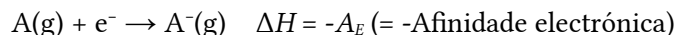
Solución:

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

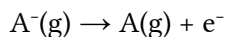




b) A afinidade electrónica é a enerxía que se desprende cando un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental captan un mol de electróns para dar ións mononegativos gasosos. É tanto maior canto máis próxima á estrutura electrónica de gas nobre sexa a estrutura electrónica do átomo. Nese sentido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



E se pensamos no proceso contrario,



pódese ver que é moito máis fácil arrincarlle un electrón a un ión canto maior sexa o seu raio, 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.

12. Indica xustificando a resposta, se as seguintes afirmacións son certas ou falsas:

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

(P.A.U. xuño 08)

Solución:

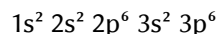
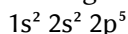
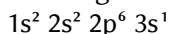
a) Certa.

A configuración electrónica do Ba é: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$, que se pode escribir: $[Xe] 6s^2$. A do ión Ba^{2+} , con dous electróns menos, é a do Xenón.

b) Certa.

O ión I^- ten un electrón máis que o átomo neutro. Isto fai que a forza de repulsión aumente e a distancia de equilibrio sexa maior que cando era neutro.

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



- A que elementos corresponden?
- Cal será o máis electronegativo? Razona as respostas.

(P.A.U. set. 06)

Solución:

a) Nos átomos neutros, o número de electróns é igual ao número atómico.

O número de electróns que contén un elemento obtense sumando os números dos electróns que hai en cada orbital.

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1: \quad Z = 2 (\text{de } 1s^2) + 2 (\text{de } 2s^2) + 6 (\text{de } 2p^6) + 1 (\text{de } 3s^1) = 11. \quad \text{Na}$$

$$1s^2 2s^2 2p^5: \quad Z = 2 (\text{de } 1s^2) + 2 (\text{de } 2s^2) + 5 (\text{de } 2p^5) = 9. \quad \text{F}$$

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6: \quad Z = 2 (\text{de } 1s^2) + 2 (\text{de } 2s^2) + 6 (\text{de } 2p^6) + 2 (\text{de } 3s^2) + 6 (\text{de } 3p^6) = 18. \quad \text{Ne}$$

b) O F é o elemento máis electronegativo que existe porque é o que ten maior tendencia a tirar cara á si do par de electróns de enlace.

14. Dados os ións Cl^- e K^+ :

- Escrebe as súas configuracións electrónicas e indica os posibles números cuánticos dos seus electróns máis externos.
- Razona cal deles ten maior raio.

(P.A.U. set. 05)

Li. (Li e B atópanse no mesmo período).

Cs. (Na e Cs atópanse en o mesmo grupo).

Si. (Si e Cl atópanse no mesmo período).

C. (C e O atópanse no mesmo período).

Sr. (O Sr atópase nun período máis abaixo e o selenio atópase situado máis á dereita).

b) Maior potencial de ionización.

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.

En cada período aumenta cara á dereita, co aumento da carga nuclear, aínda que hay certas excepcións debidas á configuración electrónica.

En cada grupo diminúe cara abaixo, porque os últimos electróns atópanse nos niveis de maior enerxía e necesítase menos para extraelos do átomo.

B. (Li e B atópanse no mesmo período).

Na. (Na e Cs atópanse no mesmo grupo).

Cl. (Si e Cl atópanse no mesmo período).

O. (C e O atópanse no mesmo período).

Se. (El Sr atópase nun período máis abaixo e o selenio atópase situado máis á dereita).

c) Maior afinidade electrónica.

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. Na táboa periódica aumenta cara arriba (no grupo) e cara á dereita (no período), a excepción dos gases nobres.

Como nos elementos do enunciado non hai ningún gas nobre, os resultados son os mesmos que no apartado anterior.

d) Maior electronegatividade.

A electronegatividade mide a tendencia dun átomo a tirar cara á si do par de electróns de enlace. Está relacionada coa enerxía de ionización, que mide a dificultade de arrincar un electrón dun átomo, e coa a afinidade electrónica, que mide a tendencia a coller electróns.

La variación na táboa periódica é semellante á da electronegatividade, polo que os resultados son os mesmos que nos dous apartados anteriores.

e) Maior carácter metálico.

O carácter metálico pode ser medido pola facilidade de perder electróns.

A forma en que varía sería a oposta á da enerxía de ionización e parecida á do raio atómico. Polo tanto, os resultados son os mesmos que os do apartado a.

Actualizado: 17/07/24

Cuestións e problemas das [Probas de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

[Respostas](#) e composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algúns cálculos fixéronse cunha [folla de cálculo](#) de [LibreOffice](#) do mesmo autor.

Algunhas ecuacións e as fórmulas orgánicas construíronse coa extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

A tradución ao/desde o galego realizouse coa axuda de [traducindote](#), e de o [tradutor da CIXUG](#).

Procurouse seguir as [recomendacións](#) do Centro Español de Metrología (CEM).

Consultouse ao Copilot de Microsoft Edge e tivéronse en conta algunhas das súas respostas nas cuestións.

Sumario

ÁTOMOS

| | |
|---|----------|
| CUESTIÓNS..... | 1 |
| <i>Orbitais atómicos. Números cuánticos. Sistema periódico.....</i> | <i>1</i> |
| <i>Propiedades periódicas.....</i> | <i>3</i> |

Índice de probas P.A.U.

| | |
|----------------|------|
| 2004..... | |
| 1. (xuño)..... | 2 |
| 2. (set.)..... | 9 |
| 2005..... | |
| 1. (xuño)..... | 9 |
| 2. (set.)..... | 8 |
| 2006..... | |
| 2. (set.)..... | 8 |
| 2007..... | |
| 1. (xuño)..... | 4 |
| 2008..... | |
| 1. (xuño)..... | 8 |
| 2009..... | |
| 1. (xuño)..... | 2 |
| 2010..... | |
| 1. (xuño)..... | 1 |
| 2. (set.)..... | 7 |
| 2011..... | |
| 1. (xuño)..... | 1 |
| 2012..... | |
| 1. (xuño)..... | 7 |
| 2. (set.)..... | 6 |
| 2013..... | |
| 1. (xuño)..... | 6 |
| 2014..... | |
| 1. (xuño)..... | 5 |
| 2. (set.)..... | 5 |
| 2015..... | |
| 1. (xuño)..... | 4 |
| 2016..... | |
| 1. (xuño)..... | 3 s. |
| 2. (set.)..... | 1, 3 |