

Átomo y enlace**1. Discuta razoadamente quen terá menor radio: Na^+ ou Mg^{2+} .**

Os ións Na^+ e Mg^{2+} son isoelectrónicos, é dicir, teñen o mesmo número de electróns na súa cortiza, difiren só na carga do núcleo, e sabemos que canto maior sexa a carga nuclear, máis atraída estará a nube electrónica e menor será o radio. Ambos ións teñen a configuración electrónica do Ne, pero o Na^+ ten de número atómico $Z=11$ e o Mg^{2+} $Z=12$, de modo que a carga nuclear do Mg^{2+} é maior, e por conseguinte terá un menor raio.

2. Deduza razoadamente os valores dos números cuánticos de todos os electróns que ocupan o orbital 3s do átomo de magnesio.

Nun orbital s atópanse como máximo dous electróns: sabemos que o electrón ven definido polos catro números cuánticos (n , l , m_l , m_s).

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

Os tres primeiros números definen o orbital, de modo que para un orbital 3s, $n=3$, $l=0$ e $m_l=0$. Por outra banda, sabemos que de acordo co principio de exclusión de Pauli, nun átomo non pode haber dous electróns cos catro números cuánticos iguais, e os dous electróns que ocupan ese orbital, deben diferenciarse no seu espín $+1/2$ ou $-1/2$.

Polo tanto, os números cuánticos que definen eses dous electróns son $(3,0,0,+1/2)$ e $(3,0,0,-1/2)$.

3. Para os seguintes grupos de números cuánticos, explique razoadamente cales non estarían permitidos. Nos que os números cuánticos si están permitidos, indique a que orbital atómico pertencen: $(3, 2, 0)$, $(2, 3, 1)$, $(2, -1, 1)$ y $(4, 1, 0)$.

Sabemos que o conxunto de números cuánticos (n , l , m_l) 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_l ": magnético, indica a orientación do orbital. Os valores posibles son: $m = -l, -l + 1, \dots, +l$.

$(3, 2, 0)$: é un conxunto de números permitidos, e como $l=2$ sería un orbital d: orbital 3d.

$(2, 3, 1)$: non estaría permitido, xa que l non pode tomar un valor maior que o valor de n .

$(2, -1, 1)$: non estaría permitido, xa que l non pode tomar valores negativos.

$(4, 1, 0)$: é un conxunto de números permitidos, como $l=1$, sería un orbital p: orbital 4p.

4. Discuta razoadamente cal terá menor raio iónico: F^- ou N^{3-} .

Os ións F^- e N^{3-} son isoelectrónicos, é dicir, teñen o mesmo número de electróns na súa cortiza, difiren só na carga do núcleo, e sabemos que canto maior sexa a carga nuclear, máis atraída estará a nube electrónica e menor será o radio. Ambos ións teñen a configuración electrónica do Ne, pero o F^- ten de número atómico $Z=9$ e o N^{3-} $Z=7$, de modo que o F^- terá un menor raio porque ten una carga nuclear maior que o N^{3-} .

5. Indique razoadamente cal das seguintes configuracións electrónicas corresponde a un átomo en estado fundamental, cal a un átomo excitado e cal non é posible: $1s^2 2s^1 2p^1$, $1s^2 2s^2 2p^3$ e $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6 3d^{12}$.

No estado fundamental do átomo, os electróns disporanse de modo que a enerxía total (é dicir, do conxunto de todos eles) sexa mínima. Deste modo, os electróns vanse colocando nos orbitais en orde de enerxía crecente destes, primeiro enchen os orbitais de n mais baixo e, dentro dos do mesmo n , os de l mais baixo.

Tendo en conta isto; $1s^2 2s^1 2p^1$ resulta ser un estado excitado; $1s^2 2s^2 2p^3$ é un estado fundamental; e $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6 3d^{12}$ unha configuración electrónica imposíbel.

6. Ordene os seguintes elementos razoadamente en orde crecente do potencial de ionización: C, Be, K, N e F.

Podemos definir a primeira enerxía ou potencial de ionización (PI) como a enerxía que fai falla subministrar a un átomo neutro dun elemento X no estado fundamental e gasoso, para arrancarlle un electrón do seu nivel externo, e convertelo nun ión positivo ou catión: $X(g) \rightarrow X^+(g) + 1e^-$.

Nun período o potencial de ionización aumenta ó desprazarnos cara a dereita: os electróns atópanse na mesma capa, e a carga nuclear efectiva vai aumentando, de modo que os electróns están atraídos con maior forza e costa máis arrancalos. Dentro do mesmo grupo prodúcese unha diminución do potencial ó descender, debido a que a pesar do lixeiro aumento da carga nuclear efectiva, aumenta o número de capas electrónicas, e os electróns vanse situando en niveis electrónicos máis externos, polo que senten menos atracción polo núcleo e resulta máis fácil arrancalo.

En conclusión, a orde crecente segundo o radio atómico sería $K < Be < C < N < F$

7. Dada a seguinte afirmación, xustifique razoadamente se é verdadeira ou falsa: "O raio atómico do bromo é maior có do potasio"

Falso: O potasio e o bromo están no mesmo período, no 4, e sabemos que ó desprazarnos cara a dereita nun período o raio atómico diminúe: este feito é debido a que os sucesivos electróns que se incorporan entran na mesma capa electrónica, o que non contribúe excesivamente ó aumento do tamaño, mentres que a carga positiva do núcleo aumenta, e polo tanto a forza de atracción que exerce a carga nuclear sobre os electróns externos é maior, facendo que se aproximen ó núcleo e o tamaño sexa menor. Polo tanto, o raio atómico do bromo é menor có do potasio.

8. Dados os elementos con números atómicos $Z=12$ e $Z=16$, indique razoadamente cal deles terá un maior primeiro potencial de ionización.

O primeiro potencial de ionización (PI) é a enerxía que fai falla subministrar a un átomo illado (en fase gas) para arrancarlle un electrón, e convertelo nun ión positivo ou catión. Os elementos con números atómicos $Z=12$ e $Z=16$ son o Mg e o S respectivamente, que se atopan no período 3. Nun período o PI aumenta ó desprazarnos cara a dereita: isto é debido a que aumenta a carga nuclear efectiva, diminúe o tamaño atómico e aumenta a carga positiva do núcleo, de modo que os electróns están atraídos con maior forza e costa mais arrancalos. Deste xeito, o potencial de ionización alcanza un valor máximo no grupo 18, o dos gases nobres. Por conseguinte, o S terá un primeiro potencial de ionización maior que o Mg.

9. Explique razoadamente se é posible que exista un electrón definido polos números cuánticos (3, 1, 0, 1/2) no elemento de número atómico $Z=26$.

O elemento con número atómico $Z=26$ é o Fe, que se atopa no período 4.

Para cada conxunto de números cuánticos (n , l , m_l , m_s) sabemos que os tres primeiros números cuánticos definen as propiedades do orbital atómico:

Os valores posibles para n son números enteiros: 1, 2, 3...

Os valores posibles para l son: 0, 1, 2..., $n - 1$.

Os valores posibles para m_l son: $(-l) \dots 0 \dots (+l)$.

Polo tanto: para $n=3 \rightarrow l$ pode valer 0,1,2, de modo que 1 é un valor posible, corresponderíase cun orbital p. Se $l=1$, o valor de m_l podería ser -1, 0, 1, polo que pode valer 0. En canto ó spin m_s , sabemos que pode tomar os valores $-1/2$ ou $+1/2$, polo que $1/2$ sería un dos valores posibles.

Ese conxunto de números cuánticos definirían perfectamente un electrón do Fe que se atopa nun orbital p do nivel 3.

10. Dados os elementos A e B con números atómicos 19 e 35, respectivamente: Escriba as súas configuracións electrónicas e razoe:

a. cal ten maior radio e cal posúe maior afinidade electrónica.

a. A ($Z=19$) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$, é un alcalino do período 4, o K. B ($Z=35$) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^5 4p^5$, é un halóxeno do período 4, o Br.

Os dous elementos pertencen o período 4, de modo que os electróns de valencia atópanse na mesma capa. Sabemos que nun período o radio diminúe ó desprazarnos de esquerda a dereita, isto débese a que a carga nuclear efectiva vai aumentando ao longo do período, de modo que ao ser maior a atracción dos electróns das capas máis externas, o raio diminúe; deste xeito o radio do K é maior co do Br. A afinidade electrónica aumenta ó desprazarnos de esquerda a dereita, xa que ao aumentar o número atómico, e diminuír o radio, é mais doado captar un electrón, porque este estará mais atraído polo núcleo; polo tanto o Br posúe maior afinidade electrónica.

**11. Explique razonadamente cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un estado excitado, cuál a un estado fundamental y cuál sería un estado prohibido.
(i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ (ii) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$ (iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^1$**

(i) É un estado fundamental, xa que de acordo co principio de Aufbau, os electróns foron ocupando os orbitais segundo enerxías crecentes.

(ii) Trátase dun estado prohibido, xa que de acordo o Principio de Exclusión de Pauli, nun orbital poden existir, como máximo, dous electróns cos espines opostos, e na configuración dada hai 3 electróns no orbital 2s.

(iii) É un estado excitado, xa que de acordo co principio de Aufbau, debería ocuparse antes o orbital 3s en lugar do 3p

12. Para los elementos A, B e C de números atómicos 7, 9 y 37 respectivamente, ordénelos de mayor a menor radio atómico e indique cuál tendrá más tendencia a captar un electrón para formar un anión. Justifique la respuesta.

A ($Z=7$) $1s^2 2s^2 2p^3$ B ($Z=9$) $1s^2 2s^2 2p^5$ C ($Z=37$) $[Kr]5s^1$

Os elementos A e B atópanse no mesmo periodo e o raio atómico diminúe ao longo dun período debido a que aumenta a carga nuclear efectiva e, polo tanto, é maior a atracción sobre os electróns da capa externa. Por outra banda, o raio atómico aumenta ao descender nun grupo (ao aumentar o valor de Z) debido a que aumenta o número de capas electrónicas. A orde dos elementos de maior a menor raio atómico é $C > A > B$.

A afinidade electrónica no mesmo periodo aumenta ao aumentar o número atómico, xa que diminúe o raio e resulta máis fácil captar un electrón, ao estar máis atraído polo núcleo, ademais de estar preto de adquirir a configuración de gas nobre. A afinidade electrónica diminúe o descender nun grupo, pois o aumentar o número de capas de electróns aumenta o apantallamento do núcleo e o raio atómico, o núcleo ten menos tendencia a captar un electrón externo e despréndese menos enerxía cando o capta. Por todo o exposto, o elemento B é o que ten máis tendencia a captar un electrón para formar un anión.

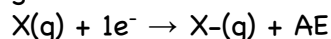
13. Justifique se es verdadeira o falsa la siguiente afirmación: las combinaciones de números cuánticos (2, 1, 0, -1) y (3, 0, 1, 1/2) son posibles para un electrón en un átomo.

Non é posible en ningún dos dous casos; a combinación de números cuánticos para un electrón é (n, l, ml, ms) que poden tomar os seguintes valores $n = 1, 2, \dots$; $l = 0, \dots, n-1$; $ml = -l$ a $+l$ e $m_{\text{spin}} = \pm \frac{1}{2}$. Así, a combinación (2, 1, 0, -1) non é posible porque o $m_{\text{spin}} = -1$ e na combinación (3, 0, 1, 1/2) se $l=0$, entón $m=0$ e non $m=1$, polo que non é válida.

14. Razonando la respuesta, ordene los elementos C, F e Li según los valores crecientes de su afinidad electrónica.

As configuracións electrónicas dos elementos son: C (Z=6) = $1s^2 2s^2 2p^2$ F (Z=9) $1s^2 2s^2 2p^5$ Li (Z=3) $1s^2 2s^1$

A afinidade electrónica é a variación de enerxía que se produce cando un átomo neutro en estado gasoso e fundamental acepta un electrón para formar o correspondente anión ou ión negativo:



Os elementos C, F e Li, pertencen o mesmo período da táboa periódica e a medida que aumenta o número atómico diminúe o raio atómico mentres que a carga nuclear efectiva aumenta sobre o electrón adicional, polo que resultará máis fácil aceptar un electrón. Así, a orde crecente de enerxía liberada, máis negativa, será $F > C > Li$.

15. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 19, 16, 1 e 9, respectivamente. Razone que compuestos se formarán entre B y C e entre D y A indicando o tipo de enlace.

A (Z=19) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ B (Z=16) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ C (Z=1) $1s^1$ D (Z=9) $1s^2 2s^2 2p^5$

Pola súa posición na tabla periódica:

- B e C son non metais: o elemento B ten na súa última capa 6 electróns, polo que necesita compartir 2 pares de electróns para adquirir a estrutura de gas nobre, o elemento C ten 1 electrón polo que necesita compartir un par de electróns para adquirir a estrutura de gas nobre máis próximo, polo tanto os enlaces serán de tipo covalente compartindo electróns formando o composto C_2B .

- A é un metal e D un no metal: o elemento A para adquirir configuración de gas nobre perderá un electrón formando o catión A^+ e o elemento D ganará un electrón formando o anión D^- , debido aos ions estables que forman se unen mediante un enlace iónico formando o composto AD.