

1- O elemento químico nitróxeno, de número atómico 7, dispón de tres electróns aloxados nos seus orbitais 2p. Das tres posibilidades que se indican a continuación:

a) $2p_x^2 2p_y^1 2p_z^0$. b) $2p_x^3 2p_y^0 2p_z^0$. c) $2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. Indica razoadamente cal consideras correcta e que principios ou regras incumpren as que consideres incorrectas

$2p_x^2 2p_y^1$: **incorrecta**, porque ten dous electróns no orbital $2p_x^2$ e aínda non ten ningún no $2p_z$, que ten a mesma enerxía. Incumpre o principio de máxima multiplicidade de Hund: “cando os electróns ocupan orbitais de igual enerxía (dexenerados), fano de xeito que ocupen o maior número de orbitais posible”.

$2p_x^3$: **incorrecta**, porque ten tres electróns nun mesmo orbital, o $2p_x$, incumprindo o principio de exclusión de Pauli: “nun átomo calquera non pode haber dous electróns cos catro números cuánticos iguais”, do que se deduce que só pode haber un máximo de dous electróns en cada orbital.

$2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$: a distribución é **correcta** porque cumpre o principio de exclusión de Pauli e o de máxima multiplicidade de Hund que se citaron nos puntos anteriores.

2- Consideremos as dúas configuracións electrónicas correspondentes a átomos neutros: A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ e B) $1s^2 2s^2 2p^6 5s^1$. Indica cales das seguintes afirmacións son verdadeiras e cales son falsas: a) A primeira configuración corresponde ao átomo de sodio en estado fundamental. b) As dúas configuracións corresponden a átomos de elementos diferentes. c) Requírese enerxía para pasar da primeira configuración á segunda. d) Requírese menor enerxía para arrancar un electrón da segunda que da primeira.

Verdadeira. O sodio ten número atómico 11. Nesta configuración vemos os 11 electróns colocados nos orbitais en orde crecente de enerxía, como corresponde ao estado fundamental.

Falsa: se se trata de átomos neutros o número de electróns caracteriza ao elemento. Son átomos do mesmo elemento porque teñen o mesmo número de electróns.

Verdadeira: a enerxía empregaríase en excitar o electrón do orbital 3s, de menor enerxía, ao 5s, de maior enerxía.

Verdadeira: para arrancar un electrón excitado empregase menos enerxía que se estivese en estado fundamental posto que está máis lonxe do núcleo e menos atraído por este.

3- Dos seguintes estados electrónicos, razoa cales non poden existir: 2p, 2d, 4s, 5f, 1p. b) Xustifica se están excitados ou non os átomos aos que corresponden as seguintes configuracións electrónicas: $1s^2 2p^1$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$; $1s^2 2s^2 2p^2$.

a) Non poden existir os estados electrónicos:

2d: se $n = 2$, o número cuántico l só pode valer $l = 0$ (orbital s) ou $l = 1$ (orbital p), pero nunca $l = 2$ (orbital d), que é o que temos neste caso.

1p: se $n = 1$, o número cuántico l só pode valer $l = 0$ (orbital s), nunca $l = 1$ (orbital p), que é o que temos neste caso.

b) Se analizamos as configuracións electrónicas tendo en conta que os orbitais énchense en orde crecente de enerxía, podemos afirmar que:

$1s^2 2p^1$: corresponde a un átomo en estado excitado, xa que temos un electrón no orbital 2p e ningún no 2s, que ten menor enerxía.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$: corresponde a un átomo en estado excitado, xa que hai un electrón no orbital 3p sen que estea completo o 3s, que ten menor enerxía.

$1s^2 2s^2 2p^2$: corresponde a un átomo en estado fundamental, os electróns están colocados nos orbitais en orde crecente de enerxía.

4- a) Razoa cálc dos dous ións que se indican ten maior radio iónico: Na^+ e Al^{3+} . b) ¿Cantos electróns pode haber con $n = 3$ nun mesmo átomo?

Comezamos por facer a configuración electrónica destes ións:



Os dous ións presentan a mesma configuración electrónica, é dicir, son especies isoelectrónicas que só se diferencian no seu núcleo e no seu tamaño. O número atómico (número de protóns do núcleo) do Al^{3+} ($Z = 13$) é maior que o do Na^+ ($Z = 11$). Como o Al^{3+} ten maior carga nuclear para atraer ao mesmo número de electróns, o seu tamaño será menor e o Na^+ será o que ten maior radio iónico.

O número de orbitais que existe en cada nivel enerxético é n^2 . No terceiro nivel enerxético dun átomo ($n = 3$) hai 9 orbitais (3^2). Deles 1 é tipo s, 3 son tipo p, e 5 son tipo d como se pode ver na táboa:

n	l	Tipo de orbital	m	nº de orbitais
3	0	s	0	1
3	1	p	-1, 0, +1	3
3	2	d	-2, -1, 0, +1, +2	5

Segundo o **principio de exclusión de Pauli**, nun átomo calquera non pode haber dous electróns cos catro números cuánticos iguais. Como os tres primeiros números cuánticos definen un orbital, dous electróns que se atopan nun mesmo orbital deben diferenciarse no número cuántico de spin. Posto que o número cuántico de spin só pode tomar dous valores ($+1/2$ ou $-1/2$), nun orbital pode haber un máximo de dous electróns co número cuántico de spin oposto. Polo tanto, nos 9 orbitais do nivel $n = 3$ atoparemos como máximo **18 electróns**.

5- Considera as especies Ne , F^- , N^{3-} , Na^+ . ¿Que teñen todas en común? ¿En que se diferencian? Ordéaa de menor a maior tamaño.

A estrutura electrónica das especies químicas Ne , F^- , N^{3-} , Na^+ é a mesma xa que todos teñen 10 electróns que se distribuirán segundo a configuración: $1s^2 2s^2 2p^6$. **Son isoelectrónicas.**

Diferéncianse no seu núcleo e no seu tamaño. O número atómico (número de protóns do núcleo) aumenta na orde: N^{3-} ($Z = 7$) < F^- ($Z = 9$) < Ne ($Z = 10$) < Na^+ ($Z = 11$). Nesta orde aumenta a carga nuclear que atraerá sempre ao mesmo número de electróns, coa correspondente diminución de tamaño. Ordenando de menor a maior tamaño:



6- Comenta a veracidade ou falsidade das seguintes afirmacións, referidas aos átomos X e Z, pertencentes ao mesmo período da táboa periódica, sabendo que X é máis electronegativo que Z: a) X ten menor enerxía de ionización que Z. b) Z ten menor afinidade electrónica que X. c) Z ten maior radio atómico que X. d) O par de electróns do enlace X-Z está desprazado cara a X.

A electronegatividade é a tendencia que ten un átomo a atraer cara a sí os electróns compartidos nun enlace. Se X é máis electronegativo que Z pertencendo ao mesmo período debe de estar situado á dereita de Z posto que a electronegatividade nun período aumenta cara á dereita co aumento da carga nuclear efectiva e o acercamento á estrutura de gas nobre. Entón:

a) A enerxía de ionización é a enerxía mínima necesaria para arrancar o electrón menos atraído dun átomo en fase gasosa e en estado fundamental. A electronegatividade é unha propiedade directamente relacionada coa enerxía de ionización, de xeito que se a electronegatividade é alta tamén o é a enerxía de ionización. Se como dixemos X ten maior carga nuclear efectiva e está máis cerca da estrutura de gas nobre que Z, haberá que comunicar máis enerxía para arrancar un electrón a X que a Z. Segundo isto, X terá maior enerxía de ionización que Z e a frase é **falsa**.

b) A afinidade electrónica é a enerxía que libera un átomo en fase gasosa e en estado fundamental cando capta un electrón converténdose nun ión negativo gasoso. A electronegatividade é unha propiedade directamente relacionada coa afinidade electrónica, de xeito que se a electronegatividade é alta tamén o é a afinidade electrónica. Se X ten maior carga nuclear efectiva e está máis cerca da estrutura de gas nobre que Z, terá máis tendencia a captar un electrón X que Z e desprenderá maior enerxía cando o faga. Segundo isto, X terá maior afinidade electrónica que Z e a frase é **verdadeira**.

c) Partindo de que X ten maior carga nuclear efectiva que Z, X terá os seus electróns máis atraídos e menor radio que Z, polo que a frase é **verdadeira**.

¿Cuáles serán los números cuánticos de su electrón más externo? $5s^1 \Rightarrow (5,0,0,1/2)$

– A se encuentra en su estado fundamental. **FALSA**, estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

– A está en el quinto período del sistema periódico. **FALSA**, 4º periodo

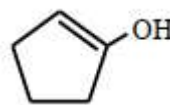
4-penten-2-ona: $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_3$

2,5-dimetil-1,3-ciclohexadieno: 

4-ciclohexen-1,3-diol:



The structure shows a six-membered ring with a double bond between carbons 4 and 5. Carbons 1 and 3 are substituted with hydroxyl groups (OH).

$$\text{OHC}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CHO}: \text{2-pentendial}$$
$$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-NH}_2: \text{propanamida}$$
$$\text{CH}_3\text{-CH=CH-CHOH-CH}_3: \text{3-penten-2-ol}$$


1-ciclopentenol

a) $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt/Pd}} \text{CH}_2=\text{CH}_2$ (se nos dixesen 2H_2 chegaríamos a CH_3-CH_3)
Etino Eteno Reacción de adición (hidroxenación)

b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HI} \longrightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHI} - \text{CH}_3$ Seguir Markovnikov!
 1-buteno 2-iodobutano Reacción de adición

c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{Br} \xrightarrow[\text{etanol}]{\text{KOH}} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} + \text{KBr}$
 1-bromopropano 1-propanol Reacción de sustitución

d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHOH}-\text{CH}_3 + \text{H}^+$ Seguir Markovnikov!
 1-buteno 2-butanol Reacción de adición