

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Cuestiones

1. Conteste breve y razonadamente lo que se plantea en los apartados siguientes:
a) ¿Qué son los modelos atómicos y qué utilidad tienen?. b) Cite dos modelos atómicos que sirvan para indicar la situación energética del electrón. c) ¿La distribución de todas las partículas que forman parte de los átomos está descrita por los modelos atómicos que ha citado en el apartado b)?. d) Explique si hay diferencia entre órbita y orbital. *Junio 1999*
2. Dados los elementos de números atómicos: 19, 23 y 48: a) Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos. b) Explique si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo período y/o mismo grupo que los elementos anteriores. c) ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?. *Septiembre 2000*
3. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos, identifique el grupo de la Tabla Periódica al que pertenecen. Indique el símbolo, el número atómico y el período del primer elemento de dicho grupo: a) $ns^2 np^4$, b) ns^2 , c) $ns^2 np^1$, d) $ns^2 np^5$. *Modelo 2007*
4. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la última capa, identifique cada elemento, determine su número atómico e indique grupo y período al que pertenecen: a) $2s^2 2p^4$, b) $3s^2$, c) $3s^2 3p^1$, d) $3s^2 3p^5$. *Junio 2010 (Materias coincidentes)*
5. a) Defina los diferentes números cuánticos, indicando con qué letra se representan y los valores que pueden tomar. b) Enuncie el Principio de Exclusión de Pauli. c) A partir de los números cuánticos, deduzca el número máximo de electrones que pueden tener los orbitales $3p$ y los orbitales $3d$. d) Indique en qué orbitales se encuentran los electrones definidos por las siguientes combinaciones de números cuánticos: $(1,0,0,1/2)$ y $(4,1,0,-1/2)$. *Modelo 1999*
6. Para el conjunto de números cuánticos que aparecen en los siguientes apartados, explique si pueden corresponder a un orbital atómico y, en los casos afirmativos, indique de qué orbital se trata: a) $n=5, l=2, m_l=2$, b) $n=1, l=0, m_l=-1/2$, c) $n=2, l=-1, m_l=1$, d) $n=3, l=1, m_l=0$. *Modelo 2010*
7. a) Establezca cuáles de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuáles imposibles para especificar el estado de un electrón en un átomo:
b) Diga en qué tipo de orbital atómico estarían situados los que son posibles. *Junio 1996*

Serie	n	l	m	s
I	0	0	0	+1/2
II	1	1	0	+1/2
III	1	0	0	-1/2
IV	2	1	-2	+1/2
V	2	1	-1	+1/2

8. La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es: $4s^2 4p^3$. De acuerdo con este dato: a) Deduzca la situación de dicho elemento en la Tabla Periódica. b) Escriba los valores posibles de los números cuánticos para su último electrón. c) Deduzca cuántos protones tiene un átomo de dicho elemento. d) Deduzca los estados de oxidación más probables de este elemento. *Septiembre 2006*

9. Considere las configuraciones electrónicas en el estado fundamental: 1^a) $1s^2 2s^2 2p^7$; 2^a) $1s^2 2s^3$; 3^a) $1s^2 2s^2 2p^5$; 4^a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. a) Razone cuáles cumplen el Principio de Exclusión de Pauli. b) Deduzca el estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración sea correcta. *Junio 2001*

10. Para cada uno de los elementos con la siguiente configuración electrónica en los niveles de energía más externos: $A = 2s^2 2p^4$; $B = 2s^2$; $C = 3s^2 3p^2$; $D = 3s^2 3p^5$: a) Identifique el símbolo del elemento, el grupo y el período en la Tabla Periódica. b) Indique los estados de oxidación posibles para cada uno de esos elementos. c) Justifique cuál tendrá mayor radio atómico: A o B . d) Justifique cuál tendrá mayor electronegatividad: C o D . *Modelo 2008*

11. Explique razonadamente por qué se producen los siguientes hechos: a) El elemento con $Z = 25$ posee más estados de oxidación estables que el elemento con $Z = 19$. b) Los elementos con $Z = 10$, $Z = 18$ y $Z = 36$ forman pocos compuestos. c) El estado de oxidación más estable del elemento $Z = 37$ es: $+1$. d) El estado de oxidación: -2 es menos estable que el: $+1$ para el elemento $Z = 11$. *Septiembre 2002*

12. Las energías de ionización sucesivas para el berilio ($Z = 4$), dadas en eV, son: $E_1 = 9,3$; $E_2 = 18$; $E_3 = 153,4$; a) Defina “*primera energía de ionización*” y represente el proceso mediante la ecuación química correspondiente. b) Justifique el valor tan alto de la tercera energía de ionización. *Junio 2002*

13. Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na: a) Indique su posición (período y grupo) en el Sistema Periódico. b) Determine sus números atómicos y escriba sus configuraciones electrónicas. c) Ordene razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico. d) Ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización. *Junio 2007*

14. Considere los elementos: Be ($Z = 4$), O ($Z = 8$), Ar ($Z = 18$) y Zn ($Z = 30$). a) Según el Principio de Máxima Multiplicidad o Regla de Hund, ¿cuántos electrones desapareados presenta cada elemento en la configuración electrónica de su estado fundamental?. b) En función de sus potenciales de ionización y afinidades electrónicas, indique los iones más estables que pueden formar y escriba sus configuraciones electrónicas. *Modelo 2000*

15. Dados los elementos: Na, C, Si y Ne: a) Escriba sus configuraciones electrónicas. b) ¿Cuántos electrones desapareados presenta cada uno en su estado fundamental?. c) Ordénelos de menor a mayor primer potencial de ionización. Justifique la respuesta. d) Ordénelos de menor a mayor tamaño atómico. Justifique la respuesta. *Junio 2008*

16. Teniendo en cuenta los elementos: $Z = 7$, $Z = 13$ y $Z = 15$, conteste razonadamente: a) ¿Cuáles pertenecen al mismo período?. b) ¿Cuáles pertenecen al mismo grupo?. c) ¿Cuál es el orden decreciente de radio atómico?. d) De los elementos: $Z = 13$ y $Z = 15$, ¿cuál tiene el primer potencial de ionización mayor?. *Septiembre 2001*

17. Dado el elemento A ($Z = 17$), justifique cuál o cuáles de los siguientes elementos: B ($Z = 19$), C ($Z = 35$) y D ($Z = 11$): a) Se encuentran en su mismo período. b) Se encuentran en su mismo grupo. c) Son más electronegativos. d) Tienen menor energía de ionización. *Junio 2003*

18. Para el elemento alcalino del tercer período y para el segundo elemento del grupo de los halógenos: a) Escriba sus configuraciones electrónicas. b) Escriba los cuatro números cuánticos del último electrón de cada elemento. c) ¿Qué elemento de los dos

indicados tendrá la primera energía de ionización menor?. Razone la respuesta. d) ¿Cuál es el elemento que presenta mayor tendencia a perder electrones?. Razone la respuesta. *Modelo 2006*

19. Considere los elementos con números atómicos: 4, 11, 17 y 33. a) Escriba la configuración electrónica señalando los electrones de la capa de valencia. b) Indique a qué grupo del Sistema Periódico pertenece cada elemento y si son metales o no metales. c) ¿Cuál es el elemento más electronegativo y cuál el menos electronegativo?. d) ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes para cada elemento?. *Junio 2004*

20. Justifique qué especie de cada una de las parejas (átomos o iones) siguientes tiene mayor volumen: a) (Fe , Kr) b) (Fe , K) c) (Fe , C) d) (Fe , Fe³⁺). *Junio 2000*

21. a) De las siguientes secuencias de iones, razone cuál se corresponde con la ordenación en función de sus radios iónicos: I) Be²⁺ < Li⁺ < F⁻ < N³⁻; II) Li⁺ < Be²⁺ < N³⁻ < F⁻. b) Ordene de mayor a menor los radios de los elementos de que proceden. *Junio 1997*

22. Considerando los elementos: Na, Mg, Si y Cl: a) Indique los números cuánticos del electrón más externo del Na. b) Ordene los elementos por orden creciente de radio atómico y justifique la respuesta. c) Ordene los elementos por orden creciente de su primer potencial de ionización y justifique la respuesta. d) Escriba la configuración electrónica de las especies: Na⁺, Mg²⁺, Si y Cl⁻. *Septiembre 2010 (Fase Específica)*

23. La primera y segunda energía de ionización para el átomo A, cuya configuración electrónica es: 1s² 2s¹, son: 520 kJ·mol⁻¹ y 7.300 kJ·mol⁻¹, respectivamente. a) Indique qué elemento es A, así como el grupo y período a los que pertenece. b) Defina el término *energía de ionización*. Justifique la gran diferencia existente entre los valores de la primera y segunda energía de ionización del átomo A. c) Ordene las especies A, A⁺ y A²⁺ de menor a mayor tamaño. Justifique la respuesta. d) ¿Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la especie iónica A⁺?. *Junio 2009*

24. Indique razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones: a) Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio (Z = 11) tienen el mismo comportamiento químico. b) El ión de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno (Z = 8) presenta la misma reactividad que el ión de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno. c) La masa atómica aproximada del cloro es 35,5, siendo éste un valor promedio ponderado entre las masas de los isótopos 35 y 37, de porcentajes de abundancia: 75 % y 25 %, respectivamente. d) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen. *Junio 2002*

Preguntas

25. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta: a) La configuración electrónica: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹ corresponde al estado fundamental de un átomo. b) La configuración electrónica: 1s² 2s² 2p⁷ 3s¹ es imposible. c) Las configuraciones electrónicas: 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹ 3p¹ y 1s² 2s² 2p⁵ 2d¹ 3s² corresponden a dos estados posibles del mismo átomo. d) La configuración electrónica: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹ corresponde a un elemento alcalinotérreo. *Junio 2011*

26. Considere las cuatro configuraciones electrónicas siguientes: (A) 1s² 2s² 2p⁷; (B) 1s² 2s³; (C) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d⁵ y (D) 1s² 2s² 2p⁶ 3s². a) Razone cuáles no cumplen el Principio de exclusión de Pauli. b) Indique el grupo y el período de los

elementos a los que pertenecen las configuraciones que sí lo cumplen, e indique su carácter metálico o no metálico. c) Escriba las posibles combinaciones de números cuánticos para un electrón situado en un orbital 3d. d) Justifique cuál será el ión más estable del elemento *D*. *Septiembre 2014*

27. Considere las siguientes configuraciones electrónicas: (A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; (B) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^1$; (C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$ y (D) $1s^2 2s^2 2p^5$. Conteste razonadamente: a) ¿Cuál de ellas es una configuración electrónica imposible?. b) ¿Cuál de ellas corresponde a un elemento cuyo anión monovalente tiene estructura de gas noble? c) ¿Cuál de ellas corresponde a un estado excitado de un átomo?. d) ¿Cuál de ellas corresponde a un elemento que puede formar enlaces covalentes?. *Junio 2014 (Materias coincidentes)*

28. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando la respuesta: a) Un fotón con frecuencia: 2.000 s^{-1} tiene mayor longitud de onda que otro con frecuencia: 1.000 s^{-1} . b) De acuerdo al modelo de Böhr, la energía de un electrón de un átomo de hidrógeno en el nivel $n = 1$ es cuatro veces la energía del nivel $n = 2$. c) Cuando un átomo emite radiación sus electrones pasan a un nivel de energía inferior. d) Los números cuánticos: $(3,1,1,+\frac{1}{2})$ corresponden a un electrón de la configuración electrónica fundamental del átomo de carbono. *Modelo 2012*

29. El uranio es un elemento con $Z = 92$. En la Naturaleza se encuentra mayoritariamente como U^{238} , con una pequeña cantidad de U^{235} , que es el que se emplea en reactores nucleares. a) Explique la diferencia entre las configuraciones electrónicas del U^{238} y el U^{235} . b) Calcule el número de neutrones en un núcleo de U^{235} . c) Escriba la configuración electrónica del U^{235} . d) Escriba los números cuánticos posibles para los electrones más externos del U^{235} . *Modelo 2015*

30. Considere los elementos siguientes: Ti ($Z = 22$), Mn ($Z = 25$), Ni ($Z = 28$) y Zn ($Z = 30$). a) Escriba sus configuraciones electrónicas. b) Indique el grupo y el período a los que pertenece cada uno de los elementos. c) Justifique si alguno de ellos presenta electrones desapareados. d) Justifique si alguno de ellos conduce la electricidad en estado sólido. *Junio 2015*

31. Se tiene el elemento *X*, de número atómico: 30. a) Diga a qué grupo y a qué período pertenece. b) Escriba los números cuánticos del electrón más externo del elemento *X*. c) Justifique cuántos electrones desapareados tiene el ión X^{2+} . d) Identifique con nombre y símbolo el elemento alcalino situado en el período anterior al del elemento *X*. *Junio 2013 (Materias coincidentes)*

32. Para los elementos: *A*, *B*, *C* y *D*, de números atómicos: 3, 10, 20 y 35, respectivamente: a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos. b) Indique su situación en la Tabla Periódica (período y grupo). c) Justifique si los siguientes números cuánticos pueden corresponder a los electrones más externos de alguno de ellos, indicando a cuál: $(2,1,0,+\frac{1}{2})$; $(3,0,1,+\frac{1}{2})$; $(3,2,1,+\frac{1}{2})$; $(4,1,1,+\frac{1}{2})$. d) Justifique cuál de estos elementos tiene la menor reactividad química. *Septiembre 2011*

33. Se tienen los elementos de números atómicos: 12, 17 y 18. Indique, razonadamente: a) La configuración electrónica de cada uno de ellos. b) Los números cuánticos del último electrón de cada uno de ellos. c) ¿Qué ión es el más estable para cada uno de ellos?; ¿por qué?. d) Escriba los elementos del enunciado en orden creciente de primer potencial de ionización, justificando su respuesta. *Septiembre 2013*

34. Cuando una muestra de átomos del elemento con $Z = 19$ se irradia con luz ultravioleta se produce la emisión de electrones, formándose iones con carga +1. a) Escriba la configuración electrónica del átomo, indicando su grupo y período. b) Razone si el segundo potencial de ionización de estos átomos será mayor o menor que el primero. c) Calcule la velocidad de los electrones emitidos si se utiliza radiación con $\lambda = 200$ nm, sabiendo que el valor del primer potencial de ionización es $418,8$ $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Datos: $m_e = 9,11\cdot 10^{-31}$ kg ; $h = 6,626\cdot 10^{-34}$ J·s; $c = 3\cdot 10^8$ $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$; $N_A = 6,022\cdot 10^{23}$ mol^{-1} . *Modelo 2014*

35. Sean dos átomos: X e Y. Los números cuánticos posibles para el último electrón en cada uno de ellos, en su estado fundamental, son: $X = (4,0,0,\pm 1/2)$; $Y = (3,1,0$ o $\pm 1,\pm 1/2)$. Justifique: a) El período y los grupos posibles a los que pertenece cada uno de ellos. b)Cuál de ellos es más electronegativo. c)Cuál tiene menor radio atómico. d) Si X conduce la electricidad en estado sólido. *Modelo 2013*

36. Para el segundo elemento alcalinotérreo y para el tercer elemento del grupo de los halógenos: a) Escriba su configuración electrónica. b) Escriba los cuatro números cuánticos de su último electrón. c) ¿Cuál de los dos elementos tendrá mayor afinidad electrónica, en valor absoluto?. Justifique la respuesta. d) ¿Cuál de los dos elementos es más oxidante?. Justifique la respuesta. *Modelo 2011*

37. Considere un elemento X del grupo de los alcalinotérreos y un elemento Y del grupo de los halógenos. Conteste razonadamente a las siguientes preguntas: a) Si X e Y se encuentran en el mismo período, ¿cuál tiene mayor radio atómico?. b) Si X e Y se encuentran en el mismo período, ¿cuál tiene mayor afinidad electrónica?. c) Si X se encuentra en el período siguiente a Y, ¿qué iones de ambos elementos tienen la misma configuración electrónica?. d) ¿Cuál de los dos iones del apartado c) tiene mayor radio iónico?. *Junio 2014*

Problemas

38. Sabiendo que la energía que posee el electrón de un átomo de hidrógeno en su estado fundamental es $-13,625$ eV, calcule: a) La frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el hidrógeno. b) La longitud de onda, en nm, y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel $n = 4$ al $n = 2$. Datos: Constante de Planck: $h = 6,63\cdot 10^{-34}$ J·s; Valor absoluto de la carga del electrón: $e = 1,6\cdot 10^{-19}$ C; Velocidad de la luz en el vacío: $c = 3\cdot 10^8$ $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$. *Septiembre 2006*

39. En el espectro del átomo de hidrógeno hay una línea asociada a $434,05$ nm. a) Calcule ΔE para la transición asociada a esa línea, expresándola en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. b) Si el nivel inferior correspondiente a esa transición es: $n = 2$, determine cuál será el nivel superior. Datos: Constante de Planck: $h = 6,63\cdot 10^{-34}$ J·s; Número de Avogadro: $N_A = 6,023\cdot 10^{23}$ mol^{-1} ; Velocidad de la luz en el vacío: $c = 3\cdot 10^8$ $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$; Constante $R_H = 2,18\cdot 10^{-18}$ J. *Modelo 2008*

40. El espectro visible corresponde a radiaciones de longitud de onda comprendidas entre 450 y 700 nm. a) Calcule la energía correspondiente a la radiación visible de mayor frecuencia. b) Razone si es o no posible conseguir la ionización del átomo de litio con dicha radiación. Datos: Valor absoluto de la carga del electrón: $e = 1,6\cdot 10^{-19}$ C; Velocidad de la luz en el vacío: $c = 3,0\cdot 10^8$ $\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$; Constante de Planck: $h = 6,63\cdot 10^{-34}$ J·s; Primera energía de ionización del litio = $5,40$ eV; 1 nm = 10^{-9} m. *Junio 2002*

41. Si la energía de ionización del K gaseoso es de 418 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$: a) Calcule la energía mínima que ha de tener un fotón para poder ionizar un átomo de K. b) Calcule la frecuencia asociada a esta radiación y, a la vista de la tabla, indique a qué región del espectro electromagnético pertenece. c) ¿Podría ionizarse este átomo con luz de otra

región espectral?. Razone la respuesta. En caso afirmativo, indique una zona del espectro que cumpla dicho requisito. Datos: Constante de Planck: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; Velocidad de la luz en el vacío: $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$; Número de Avogadro: $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. *Modelo 2005*

$\lambda(\text{m})$	10^{-1}		10^{-3}	10^{-6}	$4 \cdot 10^{-7}$	$3 \cdot 10^{-9}$	10^{-12}
	Radio	Microondas	Infrarrojo	Visible	Ultravioleta	Rayos X	Rayos γ

42. Para ionizar un átomo de rubidio se requiere una radiación luminosa de 4,2 eV. a) Determine la frecuencia de la radiación utilizada. b) Si se dispone de luz naranja de 600 nm, ¿se podría conseguir la ionización del rubidio con esta luz?. Datos: Constante de Planck: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; Velocidad de la luz en el vacío: $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$. *Modelo 2002*

43. Un electrón de un átomo de hidrógeno salta desde el estado excitado de un nivel de energía de número cuántico principal $n = 3$ a otro de $n = 1$. Calcule: a) La energía y la frecuencia de la radiación emitida, expresadas en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y en Hz respectivamente. b) Si la energía de la transición indicada incide sobre un átomo de rubidio y se arranca un electrón que sale con una velocidad de $1.670 \text{ km}\cdot\text{s}^{-1}$, ¿cuál será la energía de ionización del rubidio?. Datos: Constante RH = $2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$; Número de Avogadro: $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}\cdot\text{mol}^{-1}$; Constante de Planck: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; Masa del electrón: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$. *Modelo 2004*