



ESTRUCTURA ATOMICA Y ENLACE QUIMICO

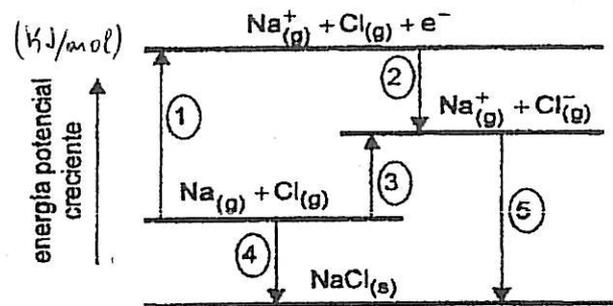
1. (Jun94) 1) Indique, en cada caso, el elemento que corresponde a la característica reseñada:
- Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
 - Es el elemento alcalino de mayor tamaño.
 - Es el elemento del grupo del nitrógeno que posee la mayor energía de ionización.
 - Es el elemento cuyo ión dipositivo posee la configuración electrónica $[Kr]4d^6$.
2. (Sept94) 1) Explique cuales de las siguientes combinaciones de números cuánticos son imposibles para un electrón:
- $n=2, l=2, m_l=0$
 - $n=3, l=0, m_l=-2$
 - $n=6, l=1, m_l=+2$
 - $n=4, l=2, m_l=1$.
- 2) Los iones constituyentes de los compuestos NaF y MgO son isoelectrónicos y las distancias internucleares son prácticamente iguales (231 pm y 210 pm, respectivamente). ¿Por qué, sin embargo, poseen puntos de fusión tan diferentes (992°C y 2642°C)?
- 3) Considere las tres moléculas siguientes: $\begin{array}{c} \bar{Z}-X-\bar{Y} \\ | \\ \bar{Z} \end{array}$ $\begin{array}{c} \bar{Z}-\bar{Y}-\bar{Z} \\ | \\ \bar{Z} \end{array}$ $\bar{Y}=X=\bar{Y}$
- Describa razonadamente cual sería la estructura geométrica de estas moléculas. En el caso de que X, Y y Z fueran elementos del segundo periodo y que no existieran cargas formales, ¿Cuales serían los elementos X, Y y Z?
- 4) Explique por que el espectro de emisión del átomo de hidrógeno consta de líneas discretas. Si un átomo de hidrógeno que se encuentra en su estado fundamental absorbe energía, es excitado a un estado energético superior. Por ejemplo, la excitación de un electrón desde el orbital con $n=1$ hasta el orbital con $n=4$ requiere radiación con una longitud de onda de 97,2 nm. ¿Cuales de las siguientes transiciones requerirían radiación de mayor longitud de onda que la dada? a) $n=2$ hasta $n=4$; b) $n=1$ hasta $n=3$; c) $n=1$ hasta $n=5$; d) $n=3$ hasta $n=5$. Sol= a,b y d
3. (Jun95) 1) La energía de los niveles electrónicos en el átomo de hidrógeno viene dada (en julios) por $E_n = -2,18 \cdot 10^{-18} / n^2$. Si el electrón de un átomo de hidrógeno pasa del nivel $n=3$ al nivel $n=1$. ¿Se producirá absorción o desprendimiento de energía? Calcule el valor de esa energía. Si esa transición se produjera simultáneamente en un mol de átomos. ¿Cuánto valdría la energía total involucrada?
- Hallar la energía de excitación de un átomo de H y de 1 mol de H.*
4. (Sept95) 1) Escriba la estructura de Lewis del propeno, del propanonitrilo y del ácido propiónico, mostrando todos los electrones de valencia.
- 2) Dibuje la estructura de Lewis y prediga la geometría molecular de los siguientes iones: NH_4^+ , NO_3^- y NO_2^+ .
5. (Jun96) 1) a) Identifique los elementos a los que corresponde cada una de las siguientes configuraciones electrónicas: $[Kr]5s^2$, $[Ar]3d^{10}4s^2$, $[Ne]3s^23p^1$, $[Ar]3d^{10}4s^24p^4$.
- b) Indique el número del periodo al que pertenece cada uno de ellos.
6. (Sept96) 1) Describa la estructura geométrica de las siguientes moléculas: H_2O , NH_3 , CH_4 .
- 2) En cada una de las siguientes parejas de elementos químicos, indique cuál sería el más electronegativo: Cl y Ar; P y Bi; Sn y Sb; K y Ca; Na y Rb;
7. (Jun97) 1) Escriba los números cuánticos de todos los electrones del elemento de número atómico 6.
- 2) Escriba la estructura de Lewis del etanol y, a partir de ella, obtenga el número de oxidación de cada uno de los átomos que constituyen la molécula.
- 3) De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, el radio de las diferentes órbitas viene dado por $r_n = n^2 h^2 / 4\pi^2 k Z e^2 m$, donde n representa el número cuántico principal, h la constante de Planck, k la constante del campo eléctrico, Z el número de protones del núcleo, e el valor absoluto de la carga del electrón y m la masa del electrón. a) Suponiendo que esta expresión continúe siendo cualitativamente válida para el electrón más externo de un átomo polieletrónico, razone cual sería la predicción que nos ofrece esta ecuación para la evolución del radio atómico al avanzar hacia la derecha en un periodo.
- b) Utilizando la expresión dada para el radio de las órbitas y los postulados de Bohr, obtenga una expresión para la velocidad del electrón en las diferentes órbitas.
8. (Sept97) 1) Escriba la estructura de Lewis e indique cuál sería la geometría de las siguientes moléculas: amoníaco, agua y dióxido de carbono.
- 2) Considerando, en todos los casos, el segundo periodo ¿Cuál sería el elemento de mayor radio? ¿Y el de menor radio? ¿Y el más electronegativo? ¿Cuál formaría iones dipositivos más estables? ¿Cuál formaría iones dinegativos más estables?

9. (Jun 98) 1) Responda razonadamente a: a) ¿Los orbitales 2px, 2py y 2pz tienen la misma energía?. b) ¿Por qué el número de orbitales d es 5?

10. (Sept98) 1) Desarrolle la estructura electrónica de K, Mn, Cu y Rb.

2) Indique la estructura electrónica de los elementos de números atómicos 11, 12, 13, y 15. Comente la naturaleza de los enlaces que daría estos elementos con el de número atómico 17.

11. (Jun99) Sabiendo que la energía de la primera ionización del sodio es 496 kJ/mol, la afinidad electrónica del Cl -348 kJ/mol y la energía reticular del NaCl -790 kJ/mol, identifique y calcule, en su caso, los valores de energía en los pasos (1) a (5)



Sol: 496 KJ/mol; -348 KJ/mol; 148 KJ/mol; -642 KJ/mol; -790 KJ/mol.

12. (Sept99) 1) Dados los iones Na^+ , O^{2-} , Mg^{2+} , F^- , N^{3-} y Al^{3+} indique para cada uno de ellos:

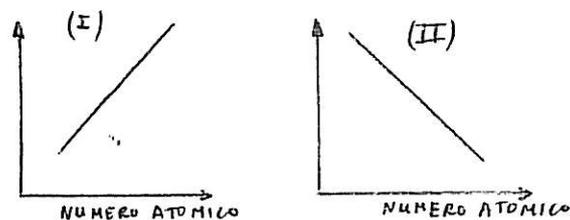
- El número de electrones
- La carga nuclear
- Ordénelos por radio iónico.

2) a) ¿Por qué es importante la presencia de ozono en la atmósfera?

b) Estructura de Lewis de la molécula de ozono. Indique la forma geométrica y ángulo aproximado de enlace. Prediga si la molécula será polar o no.

13. (Jun00) 1) Observe las gráficas I y II de la figura adjunta. Señale la que represente mejor cada una de las variaciones periódicas que a continuación se mencionan:

- Radio atómico en un periodo.
- Radio atómico en un grupo.
- Energía de ionización en un periodo.
- Energía de ionización en un grupo.
- Electronegatividad en un periodo.
- Electronegatividad en un grupo.
- Carácter metálico en un periodo.
- Carácter metálico en un grupo.



2) Teniendo en cuenta los postulados de Bohr:

- Calcule la energía de un electrón en cualquier órbita del átomo de hidrógeno.
- Suponga que el electrón cae desde una órbita n ($n \geq 2$) a otra órbita con $n=2$. ¿Cómo se calcula la frecuencia de la radiación emitida?

14. (Sept00) 1) Explique por qué las siguientes configuraciones electrónicas no son correctas para el átomo de nitrógeno.



2) a) ¿Qué molécula es más polar: la del metano o la del amoníaco?. ¿Por qué?

b) Escriba las estructura de Lewis de C_2H_6 y HCN.

c) Escriba las estructuras de Lewis resonantes de benceno y CO_3^{2-} .

15. (Jun01) 1) Postulados del modelo atómico de Bohr.

2) Describa de forma razonada las estructuras de Lewis de las siguientes sustancias: S_2C , HCN y SiO_4^{4-} .

16. (Sept01) 1). Comente los criterios que se han establecido para ordenar los electrones en Los átomos dentro de cada nivel y subnivel energético.

2) La molécula de agua es polar y la de dióxido de carbono no. Razónelo basándose en su geometría.

17. (Jun02) 1) De las siguientes moléculas: NO, C₂H₄, CO₂, N₂, Cl₄C y SO₂, indique; a) En qué moléculas todos los enlaces son sencillos. b) En qué moléculas existe algún doble enlace. c) En qué moléculas existe un número impar de electrones. Razone la respuesta utilizando estructuras de Lewis.

2) a) Escriba las configuraciones electrónicas en el estado fundamental de N, Br, Fe y Fe²⁺.

b) Si arrancamos un electrón a cada una de las siguientes especies: He, Li⁺ y Be²⁺, ¿la energía para realizar el proceso será la misma en los tres casos?. Razone la respuesta.

18. (Sept02) 1) a) Escriba la estructura de Lewis de las moléculas de agua y de trifloruro de fósforo. b) ¿Cuál de ellas presentará mayor punto de ebullición?. Razone la respuesta. c) Describa la forma de estas moléculas según la teoría de repulsión de pares de electrones de valencia y prediga el valor del ángulo H-O-H y F-P-F.

2) a) Escriba la configuración electrónica de los elementos cuyos números atómicos son Z=30 y Z=35, respectivamente. b) Sitúelos en la tabla periódica (grupo y periodo), y razone qué tipo de enlace formarán consigo mismos y entre ellos.

19. (Jun03) 1) Defina energía reticular de un compuesto iónico y conecte este concepto con el ciclo de Born-Haber.

2) Desarrolle la geometría de las moléculas BF₃, NH₃ y CH₄. Comente las diferencias, si las hay, justificando sus afirmaciones.

3) Enuncie los postulados del modelo atómico de Bohr y explique la diferencia fundamental entre este modelo y el de Rutherford.

20. (Sept03) 1) Enuncie los principios o reglas que controlan el llenado de los niveles de energía atómicos permitidos.

2) Justifique los cambios que se producen en el radio atómico al avanzar dentro de un periodo y al aumentar en número atómico en un grupo. Relacione estos cambios con los que se producen en la energía de ionización al movernos de la misma forma.

21. (Jun04) 1) Dado el elemento de Z=22 responda a las siguientes cuestiones:

a) Escriba su configuración electrónica.

b) Indique a qué grupo y periodo pertenece.

c) ¿Cuáles serán los iones más estables de este elemento?

2). Para la molécula NF₃: a) Represente la estructura de Lewis. b) Prediga la geometría de esta molécula según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

c) Justifique si la molécula de NF₃ es polar o apolar

22. (Sept04) 1) a) Defina el concepto de energía de ionización de un elemento.

b) Indique cómo cambia la primera energía de ionización de un elemento al bajar en su grupo de la Tabla Periódica.

c) Dados los elementos Cl, Ar y K, ordénelos de mayor a menor energía de ionización.

2). Explique, en función del tipo de enlace que presentan, las siguientes afirmaciones:

a) El cloruro sódico es soluble en agua.

b) El hierro es conductor de la electricidad.

c) El metano tiene bajo punto de fusión.

23. (Jun05) 1) a) defina número atómico, número másico e isótopo. b) Si ⁶Li y ⁷Li presentan masa atómicas de 6,0151 y 7,0160 g, y porcentajes de abundancia del 7,42 y 92,58%, respectivamente, calcule la masa atómica del litio.

24. (Sept05) 1) La configuración electrónica de un elemento es 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁶ 4d¹⁰ 5s² 5p⁵: a) ¿Se trata de un metal o de un no metal?. ¿A qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenece y cual es su símbolo?. b) Indique dos elementos que tengan mayor energía de ionización que él dentro de su grupo. c) Formule un compuesto iónico y otro covalente en los que intervenga este elemento.

25. (Jun06) 1) Para dos elementos: A y B con números atómicos 12 y 17 respectivamente, indique: a) La configuración electrónica de cada uno de ellos. b) El elemento de mayor energía de ionización (justifique la respuesta). c) La fórmula del compuesto que se forma entre ambos elementos y el tipo de enlace que presentan al unirse (justifique la respuesta).

26. (Sept06) 1) a) Escriba la configuración electrónica general de la capa de valencia de los elementos del grupo 16. b) Defina energía de ionización y justifique qué elemento del grupo 16 presenta mayor valor de la misma. c) Defina afinidad electrónica y justifique qué elemento del grupo 16 presenta mayor valor de la misma.

2) Suponiendo que las siguientes sustancias: HCl, CH₃OH, CH₄, KCl, Na y Si, se encuentran a temperatura ambiente, escoja entre ellas la más representativa de: a) Un gas que en disolución acuosa conduce la corriente eléctrica. b) Un sólido no conductor que se transforma en conductor al fundir. c) Un sólido de alta conductividad eléctrica que

funde alrededor de 100°C. d) Un sólido covalente de alto punto de fusión. e) Un gas formado por moléculas tetraédricas. f) Un líquido con enlaces de hidrógeno.

27. (Jun07) 1) Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en estado fundamental o en un estado excitado: a) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^1 3s^2$

2) Con respecto a las siguientes moléculas H_2O , NH_3 y CO_2 indique: a) El número de pares de electrones sin compartir del átomo central. b) La geometría de cada molécula según la Teoría de Repulsiones de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Justifique si alguna de ellas es polar.

28. (Sept07) 1) Escriba la configuración electrónica correspondiente al estado fundamental de: a) El elemento de número atómico 43. b) El cuarto gas noble. c) El elemento del tercer periodo con mayor radio atómico. d) El elemento del grupo 13 de mayor carácter metálico. Indique en cada caso el nombre y el símbolo del elemento.

29. Para los sólidos CaO , $CaCl_2$ y KCl : a) Ordénelos de mayor a menor punto de fusión. Razone la respuesta. b) Escriba un ciclo de Born-Haber para $CaCl_2$. c) A partir de los siguientes datos determine la energía reticular del $CaCl_2$.

	ΔH° (KJ/mol)
Entalpía de formación de $CaCl_2$ (s)	-796
Afinidad electrónica de Cl (g)	-349
Energía de sublimación de Ca	178
Energía de disociación de Cl_2 (g)	244
1ª energía de ionización de Ca(g)	590
2ª energía de ionización de Ca(g)	1146

Sol: $-2256 \frac{kJ}{mol}$

23)
$$Ar = \frac{7142}{500} - 61033 + \frac{9758}{500} - 7040 = 6940$$

↓ mol de átomos de Cl = 6940 gr.