

TEMA 6. ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DEL ÁTOMO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS

- 1) Teniendo en cuenta los **valores permitidos para los números cuánticos** razona las siguientes preguntas:
- ¿Son posibles los orbitales cuyos números cuánticos son : (1, 1, 0), (4,2,-1), (4,2,3), (2, 1, -2) y (7,3,2), (5,0,0) y (2,1, +1/2) ?. Para los que sean posibles ordenalos por energía creciente: a) si son de un átomo de H, b) si son de un átomo de Litio
 - Dados los orbitales atómicos 4s, 2d, 5f, 2p, 1p; razona cuáles no pueden existir. (SET. 18) (JUN. 18)
 - ¿Cuántos orbitales hay en el subnivel 4d? ¿y en el 5g? ¿Que tienen en común y en que se diferencian?
 - ¿Cuántos orbitales hay en el quinto nivel cuántico de un átomo? ¿cuántos son de cada tipo?
 - ¿Qué son orbitales degenerados?. Pon ejemplos.
- 2) ¿Cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros que se encuentran en estado fundamental son incorrectas. ¿Por qué? (señala que principio incumplen)
- $1s^2 2s^2 3s^2 3p^4$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 5p^6 5d^2$
- 3) a)¿ Puede haber en un mismo átomo electrones de números cuánticos (2,1,-1,+1/2) (2,1,0,-1/2) (2,1,-1,-1/2) y (2,1,0,+1/2). ¿en que principio se basa? ; b) indique el nivel de energía y el orbital al que pertenecen los dos primeros electrones del apartado anterior (SET-03. SET 16)
- 4) Indica que diferencia hay entre un **estado fundamental, excitado, prohibido y ionizado**. En la tabla se representan los primeros orbitales del nitrógeno. Indica cuál o cuáles corresponden a un estado: a) fundamental, b)excitado, c)prohibido y d)ionizado:

1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s	3p _x	3p _y

- 5) Consideremos las dos configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y $1s^2 2s^2 2p^6 5s^1$. Indicar de las siguientes afirmaciones cuales son verdaderas:
- La primera corresponde a un átomo de sodio en estado fundamental.
 - Las dos corresponden a átomos diferentes.
 - Se requiere energía para pasar de la primera a la segunda.
 - Se requiere menor energía para arrancar un electrón de la segunda que de la primera. (JUN-10)
- 6) A continuación se indican las configuraciones electrónicas, en estado fundamental, de 5 elementos , A, B, C, D y E. Deduce, sin mirar la tabla:
- La posición de cada uno indicando fila y columna.
 - Cuáles son metales (y de que tipo) y cuales no metales. ¿Alguno de ellos es un gas noble?
 - ¿Podrías decir el nombre de alguno de ellos?
 - Escribe los números cuánticos de cada uno de los electrones de valencia (ultima capa) de A, B, y C.

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$

E: $1s^2$

- 7) ¿Por qué hay 18 elementos en el cuarto período y en el quinto también? ¿cuántos hay en el sexto?
- 8) Razona
 a) En qué grupo y en qué periodo se encuentra un elemento cuya configuración electrónica termina en: $4f^{14} 5d^5 6s^2$ (Jun. 17)
 b) ¿Cual es el elemento cuyo **ion positivo** posee la configuración electrónica $[Kr] 4d^6$ (SET-95)
- 9) Indica si la siguiente propuestas son verdaderas o falsas y justifica tu respuesta:
 a) Los halógenos tienen las primeras energías de ionización y afinidades electrónicas altas. (Jun. 16)
 b) El radio atómico de los elementos de un grupo disminuye al aumentar el número atómico.
 c) El elemento más electronegativo es el flúor. (P.A.U. Jun. 16)
 d) El ión Ba^{2+} tiene configuración de gas noble.
 e) El radio del ión yoduro, I^- , es mayor que el del átomo de **I**. (P.A.U. Jun. 08)
 f) La primera energía de ionización del cesio es mayor que la del bario.
 g) El potasio tiene un radio atómico menor que el bromo. (P.A.U. Jun.13 Jun. 15)
- 10) De cada pareja razona quien tiene mayor tamaño: a) Na y K, b) Na^+ y K^+ , c) Al y Si y d) ion fluoruro y ion cloruro
- 11) a) Escribe sus configuraciones electrónicas y los **números cuánticos de cada uno de los electrones** de la ultima capa de **Mg**. Idem para **S**.
 b) Indica razonadamente para el par de átomos: Mg y S, cuál es el elemento de mayor radio y cuál posee mayor afinidad electrónica. (Sep. 17)
- 12) Razona:
 a) Cual seria la **valencia ionica (o ion mas estable)** de cada uno de los siguientes átomos: **Ca, Si, S, y P**
 b) Justifica las posibles covalencias de **P y S**
 c) ¿Por qué en la serie **Te^{-2} , I^- , Xe , Cs^+ y Ba^{+2}** hay una disminución continua del tamaño a pesar de que el número atómico aumenta?
- 13) Contesta razonadamente
 a) Para los siguientes átomos: **cloro, sodio y neón**, escribe la configuración electrónica, ordénalos por radio creciente y razona a cual de ellos será más fácil arrancarle un electrón. (P.A.U. Sep. 14)
 b) Dados los átomos e iones siguientes: **ión cloruro, ión sodio y neón**: escribe la configuración electrónica cual de ellos tendrá un radio mayor a cual de ellos será más fácil arrancarle un electrón. Justifica las respuestas (P.A.U. Sep. 04) (P.A.U. Jun. 05)
- 14) . Dados los iones **Cl^- y K^+** :
 a) Escribe sus configuraciones electrónicas e indica los **posibles números cuánticos** de sus electrones más externos. Razona cuál de ellos tiene mayor radio. (P.A.U. Sep. 05)
- 15) a) Ordena razonadamente de menor a mayor la primera energía de ionizaciónde los átomos :
Al, B, C, K y Na. (A.B.A.U. Jun. 18)
 b) Dados los siguientes elementos: **B, O, C y F**, ordénalos en orden creciente según el primer potencial de ionización. Razona la respuesta.
- 16) A partir de las siguientes configuraciones electrónicas escribe las configuraciones electrónicas de los átomos neutros de los que proceden estos iones y razona qué elemento presentará el valor más bajo de la primera energía de ionización: (P.A.U. Sep. 16)
 X^{2+} : $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6$ Y^{2-} : $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (3d)^{10} (4s)^2 (4p)^6$
- 17) Agrupa las especies que son isoelectrónicas: **O^{2-} , C, F^- , Na^+ , Ge^{2+} , B^- , Zn**. Razona la respuesta. (P.A.U. Jun. 14)
- 18) El carbono forma muchos compuestos, en casi todos ellos actúa con convalecía 4 y no 2. Justifica este hecho.
- 19) ¿Por qué las propiedades químicas de los elementos de transición y de transición interna presentan menores variaciones que las de los elementos representativos

TEMA 7. ENLACE QUÍMICO

- 1) Deduce que tipo de enlace presentan las siguientes sustancias:
MgS, Fe(s), S₆, HF, SiO₂(s), CaO, Na(s), CO, NO, PH₃, Pt(s) y Ne.
- 2) Dadas los átomos de números atómicos : 11,12, 13, 15 y 17 , razona que tipo de enlace formarían en cada caso y cual sería la formula del compuesto resultante: a) el 11 con 17 , b) 13 con 17 , c) 12 con 17 , d) 15 con 17. (JUN-03)
- 3) Escribe las estructuras de Lewis de las moléculas y iones siguientes: **I₂, H₂S, CH₃Cl, HCN, H₂CO** (metanal), **CH₃OH** (metanol), **etano, eteno, etino, ácido hipocloroso, PCl₅, NO₂⁻, O₃(ozono), H₃O⁺, C₂Cl₂, CO₃⁻² y ácido sulfúrico.**
- 4) Razona : a) ¿Por qué no existe la molécula de He₂, b) ¿Existe la molécula de NaCl? ¿Y el compuesto NaCl?. c) ¿Por qué existe el PCl₅ y no el NCl₅?

GEOMETRÍA Y POLARIDAD

- 5) Aplicando la TEORIA DE REPULSION DE LOS PARES ELECTRONICOS DE LA CAPA DE VALENCIA (TRPECV). Indica razonadamente la geometría de las moléculas siguientes:
NF₃, BF₃, CCl₄, BeI₂ (SET-12)
- 6) Considera las especies químicas **CS₂, SiCl₄, y NCl₃**. Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:
- a) Geometría molecular de cada una.
 - b) Explica si tienen o no momento dipolar. (SET-15)
 - c) **Idem para : diclorometano, trifluoruro de boro, etino y amoniaco** (SET-07)
 - d) **Idem CH₃Cl** (SET-16)
- 7) Justifica de forma razonada si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas :
- a) La molécula de metano es tetraédrica y polar. (SET-18)
 - b) El amoniaco es una molécula polar.
 - c) El SO₂ angular pero el CO₂ es lineal. (SET-17)
 - d) la molécula de agua presenta geometría lineal. (JUN-17)
 - e) La molécula de CCl₄ es apolar. (JUN-17)
 - f) la molécula de CH₃Cl es apolar.
 - g) Todas las moléculas polares son heteroatómicas.
 - h) Todas las moléculas heteroatómicas son polares.
- 8) Razone:
- a) Una molécula de formula AB₂ debe ser siempre lineal. (SET-13)
 - b) Al comparar CO₂ y H₂O se observa que en la primera el momento dipolar es 0, mientras que en la segunda no lo es, Justificalo. (JUN-07)
 - c) El BF₃ es una sustancia apolar, mientras que el PF₃ es polar. ¿Como se explica esa diferencia ?

TEORIA DEL ENLACE DE VALENCIA. HIBRIDACION

- 9) Deduce razonadamente la forma geométrica, el tipo de hibridacion y la polaridad de: **NF₃, BeCl₂ y CH₄**
- 10) Explica utilizando orbitales híbridos y razonado las respuestas el tipo de enlace y la geometría de las siguientes moléculas: **etino, amoniaco y dióxido de azufre** (JUN-05)
- 11) Justifique la geometría de las moléculas de metano (tetraédrica con angulo de enlace 109,5º) y de amoniaco (piramidal, angulo de 107,3º)
- a) Según la teoría de orbitales híbridos
 - b) Según la TRPCV (SET-09)

- 12) Justifique
- a) La hibridación del átomo central de BeCl_2 . (JUN-18)
 - b) Que orbitales híbridos utiliza el carbono en el **eteno**, así como el tipo de enlaces en esa molécula. (JUN-14)
- 13) Indique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones
- a) El enlace covalente se caracteriza por la transferencia de electrones entre los átomos que forman el enlace. Pon un ejemplo (SET-14)
 - b) El número de orbitales híbridos que se generan en la hibridación es igual al número de orbitales atómicos puros que participan en dicho proceso. Utiliza la molécula de BeCl_2 para explicarlo
 - c) La molécula de acetileno (C_2H_2) presenta hibridación sp^2 (SET-08)
- 14) Pon un ejemplo de una molécula que presente:
- a) Un carbono con hibridación sp
 - b) Un carbono con hibridación sp^2
 - c) Un carbono con hibridación sp^2
 - d) Un nitrógeno con hibridación sp^3 (SET-01, SET-12. JUN-06)
- 15) Señala la hibridación de cada uno de los átomos de carbono de: $\text{CH}_3\text{—CH=CH—CH}_2\text{—C}\equiv\text{CH}$

PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

- 16) Justifique :
- a) Los sólidos covalentes tienen puntos de fusión y ebullición elevados (SET-18)
 - b) El cloruro de sodio tiene mayor punto de fusión que el bromuro de sodio (SET-17)
 - c) Los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor (SET-18)
 - d) Cual de los compuestos presentará punto de ebullición más alto.: HF o HCl (JUN-18)
 - e) Que tipo de enlace presentan y dos propiedades de cada una de las siguientes sustancias: limaduras de hierro y cloruro de sodio. (JUN-12)
- 17) **Razone la veracidad**
- a) El tetracloruro de carbono es mejor disolvente para el KCl que el agua.
 - b) El cloruro de sodio en estado sólido conduce la electricidad (JUN-17)
 - c) El agua tiene un punto de ebullición anormalmente alto comparado con el que presentan otros hidratos de elementos de su mismo grupo (SET-09) (JUN-16. SET-08)
- 18) a) Justifica la polaridad de las siguientes moléculas: HCl, I_2 , CH_2Cl_2 y comenta la naturaleza de las fuerzas intermoleculares presentes.
- b) Indique mediante un ejemplo, una propiedad característica que diferencian un compuesto iónico sólido de un compuesto molecular sólido. (JUN-04)

CUESTIÓNS

1.

Teoría da hibridación

CH₄.- O átomo de carbono presenta hibridación sp³, fórmanse 4 orbitais híbridos sp³; estes son equivalentes e diríxense cara ós vértices dun tetraedro regular. Os 4 orbitais híbridos sp³ xunto cos orbitais 1s dos hidróxenos forman 4 enlaces covalentes C-H e, como son iguais, a xeometría da molécula é tetraédrica con ángulos iguais de 109,5°.

NH₃.- O átomo de nitróxeno presenta hibridación sp³, tres dos catro orbitais híbridos forman enlaces covalentes N-H e no cuarto queda un par electrónico libre do N. A repulsión entre o par electrónico libre e os orbitais enlazantes fai que diminúan os ángulos de enlace de 109,5° a 107,3°. A disposición dos pares electrónicos é tetraédrica e a xeometría da molécula, piramidal.

Modelo de RPECV

CH₄.- A estrutura de Lewis do metano é $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$ Dado que hai catro pares electrónicos enlazantes e segundo o modelo de RPECV a disposición destes é tal, que se sitúan o máis lonxe posible uns dos outros para que as repulsións sexan mínimas. A disposición será tetraédrica con ángulos de 109,5°.

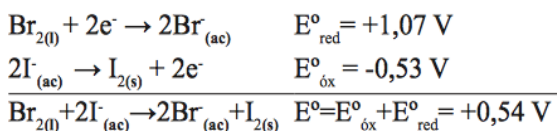
NH₃.- A estrutura de Lewis do amoníaco é $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$ con

tres pares enlazantes e un par de electróns libres. A distribución de catro pares electrónicos é tetraédrica, pero como un é un par libre, a súa xeometría é piramidal triangular e dado que o par libre repele aos pares enlazantes máis fortes, os tres pares enlazantes N-H acércanse e o ángulo H-N-H é un pouco menor que o ángulo tetraédrico de 109,5°, neste caso 107,3°.

0,5 puntos por composto e teoría. Total 2 puntos.

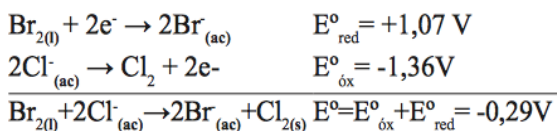
2. Para que unha reacción sexa espontánea $\Delta G = -nFE < 0 \Leftrightarrow E > 0$

(a) As reaccións que terían lugar son:



e polo tanto o bromo si pode oxidar o ioduro.

(b)



O bromo non pode oxidar o cloruro.

Razoamento 0,5 puntos. Reaccións e cálculo 0,75 por apartado. Total 2 puntos.

3. (a) 2-butanol: CH₃-CH₂-CHOH-CH₃; etanoato de metilo: CH₃-COO-CH₃; 2-buteno: CH₃-CH=CH-CH₃. Un isómero de función para o 2-butanol sería o metil