

TEST DE QUÍMICA CON ENUNCIADOS FORMATIVOS

Átomo 1. (ÁTOMO CLÁSICO)

1. El término quantum no lo inventó Planck en 1900, pues ya se conocía y empleaba en las lenguas anglosajónicas, desde 1619, y aunque tiene su origen próximo en el latín, deriva remotamente del indoeuropeo kwo. Planck lo aplicó en el sentido de una cantidad muy pequeña, referida a la energía electromagnética definiendo una constante h , que llevó su nombre, que la relacionaba con la frecuencia de emisión. Dicha constante se mide en el sistema internacional en:
a) J b) $J.s$ c) J/s d) $N.s$ e) *Nada de lo dicho*

2. Cuando en 1885 Balmer, un modesto profesor de 60 años, de un aristocrático colegio femenino de Basilea (Suiza), aceptó la apuesta que le hicieron sus amigos de ser capaz de relacionar los números que daban las longitudes de onda de las líneas espectrales visibles del hidrógeno, ninguno de aquellos creía que fuera capaz. Sin embargo un mes después les entregó la fórmula $H[n^2/(n^2-4)]$, siendo $H=3.645 \text{ \AA}$, que teóricamente y sin saber por qué producía los mismos valores que los experimentales, con sólo variar n (número entero mayor que 2). Esta fórmula abrió la puerta a la teoría clásica del átomo, pues engendró la mal llamada actualmente fórmula de Balmer, elaborada por Rydberg, una década después. En dicha fórmula $1/\lambda = Ry (1/nf^2 - 1/ni^2)$, la constante de Rydberg (Ry), tiene las dimensiones de una:
a) *LONGITUD* b) *ENERGÍA* c) *LONGITUD⁻¹* d) *TIEMPO* e) *NADA DE LO DICHO*

3. La constante de Rydberg fue calculada por este científico en 1900, dividiendo el número 4 por la que había propuesto inicialmente Balmer, y transformando su fórmula original hasta la que se conoce actualmente. Su valor conocido en unidades del SI, es de $10973731,8m^{-1}$. Ahora bien, este sistema no fue empleado por Rydberg, porque no existía. Si la longitud de onda de una raya espectral viniera en ángstrom ($10^{-10}m$), se dirá que el valor de Ry será de:
a) $1,097.10^3 A^{-1}$ b) $1,097.10^{10} A^{-1}$ c) $1,097.10^{-10} A^{-1}$ d) $1,097.10^{-3} A^{-1}$ e) *Nada de lo dicho*

4. En 1903, J.J.Thomson, catedrático de Cambridge, en una conferencia pronunciada en la universidad de Yale, propuso que un modelo atómico formado por 3 electrones en equilibrio oscilante en los vértices de un triángulo, podría justificar los espectros atómicos. Esta teoría generalizada para átomos multielectrónicos, se puede estudiar en su libro "Electricidad y Materia", publicado en 1904. Se apoyaba en un experimento, sobre las posiciones de equilibrio que podrían tomar una serie de agujas magnéticas flotando verticalmente en el agua, bajo la acción de un campo magnético. Tal como ellas en el agua, electrones estarían en equilibrio, inmersos en una masa positiva de forma que el átomo fuera eléctricamente neutro. Este modelo atómico enseguida sería reemplazado por el propuesto por:
a) *Bohr* b) *Rutherford* c) *De Broglie* d) *Sommerfeld*

5. Así como nosotros hablamos del modelo atómico de Rutherford, los japoneses, postulan por el modelo saturniano de Nagaoka, e incluso los franceses, por el átomo de Perrin. Todos ellos con mucha razón, porque Nagaoka, propuso en 1904 (4 años antes que Rutherford), el llamado sistema saturniano, con una partícula central cargada positivamente mientras los electrones giraban en anillos (como el planeta saturno) con una velocidad angular común, y Perrin, ya en 1901, en una lección de cátedra, sugirió que una estructura núcleo planetaria, podría explicar los procesos radiactivos. Ahora bien, el experimento que determinó la comprobación de la existencia de un núcleo atómico fue realizado por los ayudantes de Rutherford, Geiger y Marsden, esto sí, por instigación e inspiración de aquél. Si se recuerda el experimento de dispersión de partículas alfa por átomos de oro, se podrá asegurar que:
- a) *La mayoría de las partículas alfa que alcanzaban la lámina de oro no se desviaban*
 - b) *Las partículas alfa que más se aproximaban a la lámina de oro mas se desviaban*
 - c) *La desviación de las partículas alfa indicaba que la carga positiva del átomo estaba concentrada en su centro*
 - d) *La desviación de las partículas alfa era inversamente proporcional a la distancia de separación a la lámina metálica*
- Indique razonadamente lo que no sea.
6. Los estudiantes de Física recuerdan a Kirchhoff, al estudiar los circuitos eléctricos y resolverlos, aplicando sus leyes desde 1845, sin embargo su hecho fundamental fue descubrir 15 años más tarde nuevos elementos químicos, aplicando un invento suyo; el espectroscopio, que estudiaba el espectro de emisión de los átomos cuando absorbían energía, a través de la determinación de la longitud de onda de las rayas características. Cuando se aplicó al hidrógeno enseguida se vieron 4 rayas: la roja que era menos desviada, la verde, la azul y la violeta, la más desviada. Estas rayas fueron agrupadas en la llamada serie de:
- a) *Lyman*
 - b) *Balmer*
 - c) *Paschen*
 - d) *Brackett*
 - e) *Ninguna de las dichas*
7. Hace unos pocos años, se cumplió el primer centenario de un descubrimiento simplísimo, que normalmente se usa en verano o en invierno para conservar fría o caliente una bebida o comida; el termo. Este hecho se debe a Dewar, un químico físico escocés, que en 1883 fue el primero en agrupar las rayas espectrales en series. De todas las del hidrógeno que se conocen la que presenta la mayor longitud de onda es la:
- a) *Primera de la serie de Lyman*
 - b) *Segunda de la serie de Balmer*
 - c) *Tercera de la serie de Paschen*
 - d) *Cuarta de la serie de Brackett*
8. Los diagramas energéticos que habitualmente se usan para representar los saltos electrónicos que originan las diferentes rayas espectrales, fueron creados por Grotrian en 1928, o sea un año después que Pfund estableciera los términos de la serie espectral conocida por su nombre. Conociendo que $Ry=1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$, se podrá asegurar que la longitud de onda máxima capaz de producirse en dicha serie deberá ser aproximadamente en metros:
- a) $7,5 \cdot 10^{-5}$
 - b) $7,5 \cdot 10^{-6}$
 - c) $7,5 \cdot 10^6$
 - d) $7 \cdot 10^7$
 - e) *Nada de lo dicho*

9. Cuando se consuma una conocida cerveza danesa, piense que esa casa fue la que permitió a través de una beca de estudio, que Bohr trabajara en Inglaterra, primero con Thomson, en Cambridge y después con Rutherford en Manchester, consiguiendo que el modelo atómico de éste, pudiera salvar el escollo que suponía el incumplimiento de las leyes de la electrodinámica dado que según éstas, el electrón como carga en movimiento debería emitir energía electromagnética de forma continuada, cayendo finalmente en el núcleo. Esto no era así porque según Bohr:
- La energía del electrón se emitía de forma discontinua y estaba cuantizada*
 - El momento cinético del electrón tenía que ser constante para cada órbita*
 - La energía del electrón era siempre la misma independientemente de la órbita en la que se moviera*
 - La energía del electrón sólo dependía de la órbita n en la que se moviera*
- Indique razonadamente lo que no sea.

10. En 1911, esto es 2 años antes que Bohr, publicase su modelo atómico, Nicholson, en Cambridge, aplicó el modelo de Rutherford a los espectros atómicos, indicando que se producían saltos cuánticos entre estados definidos por los dos términos en los que se descomponía la fórmula de Balmer-Rydberg, llamados términos de Ritz. Este hecho sería la base para que Bohr enunciase su conocido como tercer postulado, que en el sistema internacional de unidades indicaría que la energía de un electrón en un nivel n , sería $-2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}/n^2$. Si se emplea para determinar la energía liberada en el salto cuántico de la segunda raya de la serie de Lyman, se dirá que esta energía es:
- a) $1,94 \cdot 10^{18} \text{ J}$ b) $1,94 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ c) $2,18 \cdot 10^{18} \text{ J}$ d) $2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ e) *Nada de lo dicho*

11. En el congreso Solvay de 1911, se comentó un trabajo del año anterior de un doctorando de la universidad de Viena, Arthur Haas que había llegado a calcular el radio del hidrógeno proponiendo que debía verificarse la relación entre la energía radiante dada por la fórmula de Planck ($E=h\nu$), y la energía eléctrica de la interacción núcleo-electrón (e^2/r). Este hecho implicaba una condición de cuantificación energética que anticipaba en 3 años el trabajo de Bohr y en 2 el de Nicholson. El de Bohr aplicado al hidrógeno, implicaba a un número cuántico entero τ (después sería n), positivo y mayor de cero, del cual dependía, la energía, la velocidad del electrón, su momento angular y el radio atómico. De ese número cuántico se podrá decir que:
- No tiene unidades*
 - Su cuadrado es inversamente proporcional a la energía del electrón en su órbita*
 - Es inversamente proporcional a la velocidad del electrón*
 - Su cuadrado es directamente proporcional al radio de la órbita*
- Indique razonadamente lo que no sea correcto

12. Los estudiantes de Biología, habrán oído hablar del efecto Bohr. Si al mismo tiempo estudian la teoría atómica de Bohr, o incluso los modelos nucleares de Bohr, se harán un fenomenal lío, y pensarán que el Bohr, es en Dinamarca algo así como el Fernández o el Rodríguez en España. Nada de eso. El padre de Niels Bohr, el del átomo, fue un famoso profesor de Medicina que estudió el papel de la acidez del medio en la afinidad de la hemoglobina por el oxígeno (Efecto Bohr) y su hijo, que nació el mismo año en que el que le fue concedido el Nobel, también recibiría el mismo galardón en 1975, por su teoría de los niveles nucleares. Pero mientras éste conservó la medalla de oro que acompaña al Nobel, nuestro Bohr, enfadado con la política y los políticos la disolvió en ácido. La teoría atómica de Bohr, va a justificar las longitudes de onda de las rayas espectrales, y evaluar científicamente la constante de Rydberg. Aplicando su teoría, la longitud de onda correspondiente a la raya alfa del espectro del hidrógeno en la serie de Balmer, teniendo en cuenta que h (constante de Planck) = $6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$, y que la velocidad de la luz $c = 3 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$, será:
- a) $6,56 \cdot 10^{51} \text{ m}$ b) $6,56 \cdot 10^{-51} \text{ m}$ c) $6,56 \cdot 10^7 \text{ m}$ d) $6,56 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ e) *Nada de lo dicho*

13. Andes Angstrom, físico sueco, es particularmente conocido en virtud del uso de su nombre aplicado a una medida de longitud, equivalente a una diezmil millonésima del metro, y que actualmente se pretende aplicar como prefijo en el sistema internacional de unidades, indicando un submúltiplo exactamente 10^{-10} de cualquier unidad de medida. Sin embargo lo que poca gente conoce es que fue el primero en determinar la longitud de la famosa raya alfa o raya roja del espectro del hidrógeno mucho antes que Balmer, Ritz y Rydberg. Si se emplea la teoría de Bohr, para calcular la frecuencia no de esta raya espectral, sino de la siguiente, la beta, se podrá decir que ésta es de:
 a) $1,62 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ b) $1,62 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ c) $6,17 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$ d) $6,17 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$ e) *Nada de lo dicho*
 DATO: $h=6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s.}$
14. La tesina y la tesis de Bohr (1911), versó sobre la teoría del electrón aplicada a explicar las propiedades de los metales, y en ella ya se dio cuenta que el modelo atómico de Thomson no justificaba muchas de sus propiedades, pero se fue a ampliar estudios a Cambridge donde el que mandaba era precisamente este investigador, sin embargo, las primeras discrepancias fueron porque Bohr no sabía suficiente inglés para comprenderlo, por lo cual aquél poco caso le hizo. Estas discrepancias se mantuvieron durante mucho tiempo, tanto es así que Thomson jamás le propuso para el premio Nobel al cual estuvo nominado desde 1917 (sólo se lo concedieron en el 1922). Uno de los logros de su teoría, fue el cálculo de la velocidad del electrón del hidrógeno, en su órbita, conociendo su masa ($9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$) y la constante de Planck ($h=6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s.}$). Al calcularla se podrá asegurar que su valor en ms^{-1} es:
 a) $2,19 \cdot 10^3$ b) $2,19 \cdot 10^4$ c) $2,19 \cdot 10^5$ d) $2,19 \cdot 10^6$ e) *Ninguno de los valores dados*
15. En muchos textos al tratar la teoría de Bohr-Sommerfeld, se menciona el número cuántico l llamándolo azimutal como contribución de Sommerfeld a fin de cuantizar el momento angular respecto al ángulo formado por el vector de posición del electrón respecto al núcleo, sin embargo ese número cuántico fue originalmente el n (el de Bohr era τ). Después sería k . El número cuántico l , propuesto por Bury en 1921, con valor de $k-1$ surgiría con posterioridad para justificar algunos espectros, pudiendo tomar valores desde 0 hasta el de τ . Estos números, n y k , tal como ahora se conocen, deberían estar en una relación similar a la que existiría entre los semiejes de las elipses. Si una órbita elíptica estaba definida por los números cuánticos $n=3$ y $k=3$, podrías decir de ella que:
 a) *No podría existir*
 b) *Sería una circunferencia*
 c) *No produciría rayas espectrales en los saltos de e*
 d) *Sería una elipse muy excéntrica*
16. El texto más usado por todos los físicos del átomo desde 1918, fue el Atombau de Sommerfeld. Tuvo muchas ediciones y cada nueva corregía a la anterior en muchos aspectos. Su objetivo fundamental era aclarar y completar el modelo de Bohr. Sin embargo no hubiera podido hacerlo si no hubiera introducido la variación relativista de la masa con la velocidad, con la que las diferentes órbitas elípticas para un mismo valor de τ , no se cerraban y tendrían diferente energía al depender ésta por separado de los números cuánticos τ y n (actualmente n y k). De esa forma se justificaba el desdoblamiento espectral, y la penetración de las órbitas elípticas hacia el núcleo de cada átomo. Por ello completando la teoría de Sommerfeld se podrá asegurar de las órbitas elípticas para un mismo valor del número cuántico de Bohr, que:
 a) *Las más se aproximan al núcleo son las que corresponden a un mayor valor de k*
 b) *Las más excéntricas corresponden a un valor menor de k*
 c) *Las que más se aproximan al núcleo son las de un menor valor de k*
 d) *Las más excéntricas son las que corresponden a un valor mayor de k*

17. Uno de los fallos de la teoría de Bohr, fue el observar que aquellas rayas espectrales, que correspondía a saltos cuánticos, se desdoblaban en varias, por lo que si había más rayas, habría más saltos, y si esto ocurría tendrían que existir mas niveles. Esto fue aclarado por el profesor de Munich, Arnold Sommerfeld, al postular que el electrón atraído por fuerzas centrales, tendría que describir órbitas elípticas, tal como predijera Kepler para los planetas 3 siglos antes, y por lo tanto tendría que tener dos grados de libertad, correspondiendo a cada nivel, órbitas con diferentes excentricidades, y teniendo que introducir nuevas condiciones cuánticas. Mucho mas tarde, se establecerían las reglas de selección convenientes para justificar los desdoblamientos espectrales, y la estructura fina de las rayas del espectro del hidrógeno. Así la primera establecida fue propuesta independientemente por Bohr y el polaco Rubinowicz y era es que los saltos sólo eran permitidos si k varía en ± 1 . De esta forma justificaba que la raya alfa de la serie de Balmer en el espectro del hidrógeno, se desdoblara en:
- a) 2 rayas b) 3 rayas c) 4 rayas d) 5 rayas e) Nada de lo dicho
18. Los estudiantes conocen a Landé, por su contribución a la determinación de la fórmula de la energía reticular, junto con Born. Pero esto fue en 1913. Lo que pocos saben es que propuso en 1921, el número cuántico magnético m , tal como lo entendemos actualmente, asociado a la cuantización del momento angular del electrón en su órbita abierta, en la dirección del eje z, a fin de explicar diversos aspectos del efecto Zeeman. Este número cuántico que tomaba valores entre +1, o -1 limitaba las posiciones de las órbitas electrónicas en el espacio. De esa forma, una órbita elíptica, determinada por los valores (n, l) , (3,1), podría tomar un número de posiciones de:
- a) 5 b) 4 c) 3 d) 1 e) Ninguno de los valores dados
19. El segundo Nobel de Física en toda la Historia fue concedido en 1902, a un físico holandés; Zeeman, por el descubrimiento y explicación del desdoblamiento de las rayas espectrales del hidrógeno en un campo magnético. El modelo atómico de Thomson, lo justificaba por que la frecuencia de la oscilación de los electrones dentro del átomo era modificada por la acción de un campo magnético. Sin embargo tuvo que ser Sommerfeld al aplicar un tercer grado de libertad al electrón, cuantizando el momento angular de las diferentes posiciones de las órbitas elípticas en el espacio, el que lo explicara realmente. Para ello tuvo que introducir un tercer número cuántico n_2 (después sería m , número cuántico magnético) con valores desde $+k$, 0 y $-k$, y la regla de selección que regulaba los tránsitos electrónicos, decía que sólo eran posibles aquellos en los que m variara 0 y ± 1 . Según eso la raya roja del hidrógeno de la serie de Balmer, se debería desdoblarse en un campo magnético en :
- a) 5 rayas b) 9 rayas c) 12 rayas d) 14 rayas e) Ninguno de los valores dados

