

UNIDAD 4: EL ÁTOMO

CUESTIONES INICIALES-ACTIVIDADES PÁG. 79

1. ¿Cuál es la carga eléctrica más pequeña que existe en la naturaleza?

La del electrón o la del protón, pues ambas tienen el mismo valor en culombios, pero distinto signo: $1,6021 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

2. Una idea básica de la teoría de Dalton es la de suponer que todos los átomos de un mismo elemento químico tienen la misma masa y ésta es, a su vez, distinta a la de cualquier otro. A partir de aquí se abrió una línea de investigación para averiguar cuáles son las masas de los átomos. Justifica por qué: a) No es posible medir directamente masas atómicas. b) La primera unidad de masa atómica que se definió fue la masa del átomo de hidrógeno.

a) Debido al tamaño tan pequeño de los átomos, que hace que no se pueda utilizar la balanza para medir directamente las masas atómicas.

b) La primera unidad de masa atómica que se adoptó como referencia fue la del hidrógeno, por ser el elemento químico más ligero de todos los que existen en la naturaleza. Posteriormente se ha utilizado como patrón de referencia el oxígeno, debido a su gran abundancia y existencia en un número muy elevado de compuestos. Actualmente se usa como patrón de referencia el elemento químico carbono.

3 ¿Se puede formar un ión monoatómico por adición o sustracción de protones?

No, los protones están fuertemente retenidos en el núcleo de los átomos, y sólo se arrancan los electrones de la corteza para formar iones.

ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 81

1. ¿Por qué los rayos canales tienen una masa variable, mientras que los rayos catódicos no?

Los rayos canales son iones positivos, que dependen del tipo de gas encerrado en el tubo y por ello su masa es variable, mientras que los rayos catódicos son electrones y, por tanto, su masa es fija, la del electrón.

2. ¿Pueden existir cargas eléctricas iguales a 2,5 o 15,3 electrones?

No, la mínima carga eléctrica es la del electrón, y las demás cargas eléctricas son múltiplos de la misma.

ACTIVIDADES PROPUESTAS-PÁG. 83

3. ¿Qué evidencias demuestran la no veracidad del modelo atómico de J.J. Thomson?

Las experiencias de Rutherford, que condujeron a que éste científico, discípulo de Thomson, elaborara su propio modelo atómico.

4. ¿Por qué costó tanto tiempo descubrir el neutrón, si su existencia fue postulada previamente por Rutherford antes de su descubrimiento?

Porque el neutrón no tiene carga eléctrica, y, por tanto, no sufre desviación alguna en el seno de campos eléctricos y magnéticos.

ACTIVIDADES FINALES-PÁG. 100

1. Un átomo de carbono tiene una masa de $19,92 \cdot 10^{-27}$ kg y un radio de 7,7 nm. Calcula la densidad de un átomo de carbono, suponiendo que según el modelo de Thomson el átomo es una esfera perfecta.

Como: $d = \frac{m}{V} = \frac{m}{\frac{4}{3} \pi r^3}$, entonces:

$$d = \frac{m}{\frac{4}{3} \pi r^3} = \frac{19,92 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{\frac{4}{3} \pi (7,7 \text{ nm} \cdot \frac{\text{m}}{10^9})^3} = 1,04 \cdot 10^{-2} \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

2. En su experimento de la lámina metálica, Rutherford concluyó que: a) Los electrones son partículas de gran masa. b) Las partes cargadas positivamente de los átomos son muy pequeñas y de una gran masa. c) Las partes cargadas positivamente de los átomos se mueven con una velocidad cercana a la de la luz. d) El tamaño del electrón es aproximadamente igual al del núcleo. Elige el enunciado correcto y justifica la respuesta.

El enunciado correcto es el b). La justificación de este enunciado está en el hecho de que la mayoría de las partículas pasan sin sufrir desviaciones y únicamente unas pocas son desviadas fuertemente.

3. ¿Por qué los isótopos ${}^{39}_{18}\text{Ar}$ y ${}^{39}_{19}\text{K}$ tienen distinto símbolo y en qué se diferencian los isótopos ${}^{12}_6\text{C}$ y ${}^{14}_6\text{C}$?

${}^{39}_{18}\text{Ar}$ y ${}^{39}_{19}\text{K}$ son átomos de distintos elementos químicos por tener en sus núcleos distinto número de protones; 18 el Ar y 19 el K.

${}^{12}_6\text{C}$ y ${}^{14}_6\text{C}$ se diferencian en el número de neutrones de su núcleo, en el primero hay 6 neutrones y en el segundo 8.

4. Rellena el siguiente cuadro:

Especie química	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
Ca	20	20			
P		16	15		
F ⁻			10		19
N	7				14
Al ³⁺				13	27
Te		78		52	
C	6				13

Para el Ca: hay 20 electrones, $Z = 20$ y $A = 20 + 20 = 40$

Para el P: hay 15 protones, $Z = 15$ y $A = 15 + 16 = 31$

Para el F⁻: hay 9 protones, $Z = 9$ y hay 10 neutrones, ya que:
 $19 = n_1 \text{ neutrones} + 9 \text{ protones}$

Para el N: hay 7 electrones, $Z = 7$ y hay 7 neutrones, ya que:
 $14 = n_1 \text{ neutrones} + 7 \text{ protones}$

Para el Al³⁺: hay 13 protones, 10 electrones y 14 neutrones, ya que:
 $27 = n_1 \text{ neutrones} + 13 \text{ protones}$

Para el Te: hay 52 protones, 52 electrones y $A = 78 + 52 = 130$

Para el C: $Z = 6$, hay 6 electrones y 7 neutrones, ya que:
 $13 = n_1 \text{ neutrones} + 6 \text{ protones}$

Por tanto, el cuadro queda relleno de la siguiente forma:

Especie química	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A
Ca	20	20	20	20	40
P	15	16	15	15	31
F⁻	9	10	10	9	19
N	7	7	7	7	14
Al³⁺	13	14	10	13	27
Te	52	78	52	52	130
C	6	7	6	6	13

5. La diferencia de energía entre dos niveles de un átomo es de $1,80 \cdot 10^{-20}$ J. Halla la frecuencia de la radiación emitida por el electrón que salta del nivel de mayor energía al de menor energía.

Sabiendo que $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$ J · s y $E = h \cdot \nu$, entonces:

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{1,80 \cdot 10^{-20} \text{ J}}{6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 2,72 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$$

6. El cobre tiene una masa atómica de 63,54 u y existe como ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ y ${}^{65}_{29}\text{Cu}$. Calcula la proporción de cada uno de los dos isótopos, sabiendo que sus masas atómicas son, respectivamente, 62,93 u y 64,93 u.

Si llamamos x al % de Cu 63, 100 - x es el % de Cu 65, entonces con estas proporciones la masa relativa de un átomo promedio de cobre es:

$$M = \frac{x \cdot 62,93 \text{ u} + (100 - x) \cdot 64,93 \text{ u}}{100} = 63,54 \text{ u} \Rightarrow x = 69,5 \%$$

Por tanto, el isótopo de Cu 63, de masa 62,93 u, está en una proporción del 69,5 % y el isótopo de Cu 65, de masa 64,93 u, en una proporción del $100 - 69,5 = 30,5$ %.

7. La plata, de masa atómica 107,87 u, tiene dos isótopos, uno de ellos con una masa atómica 106,91 u y abundancia del 51,82 %, calcula la masa del otro isótopo.

$$107,87 \text{ u} = \frac{51,82 \cdot 106,91 \text{ u} + (100 - 51,82) \cdot M}{100} \Rightarrow M = 108,90 \text{ u}$$

8. Al excitar un átomo de hidrógeno con $19,2 \cdot 10^{-19}$ J, su electrón se sitúa en otro nivel energético. Calcula la longitud de onda y la frecuencia de la radiación que emite al volver a su estado fundamental.

Sabiendo que $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$ J · s y $E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$, donde $c = 3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}$, entonces:

$$\lambda = \frac{h \cdot c}{E} = \frac{6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{19,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 1,035 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 1,035 \cdot 10^{-7} \text{ m} \cdot \frac{10^9 \text{ nm}}{\text{m}} = 103,5 \text{ nm}$$

$$\text{Como: } \nu = \frac{c}{\lambda}, \text{ entonces: } \nu = \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{1,035 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 2,899 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

9. A partir de la información que suministra la Tabla Periódica, indica: a) Los elementos químicos que forman el segundo período. b) Los elementos químicos que pertenecen al grupo de los alcalinos y el grupo en el que figura el cloro. c) El número de electrones que tiene un átomo de neón en su último nivel de energía y su configuración electrónica externa.

a) Segundo período: Li, Be, B, C, N, O, F y Ne.

b) Alcalinos: Li, Na, K, Rb, Cs y Fr.

El cloro pertenece al grupo de los halógenos.

c) $2 + 6 = 8$ electrones y su configuración electrónica externa es $2s^2 2p^6$.

10. Escribe la configuración electrónica de cada uno de los siguientes átomos e iones: Al, Na⁺, Si, Mg²⁺, S, O²⁻ y Br.

Al: Tiene 13 electrones y su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

Na⁺: Tiene 10 electrones y su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6$

Si: Tiene 14 electrones y su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

Mg²⁺: Tiene 10 electrones y su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6$

S: Tiene 16 electrones y su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

O²⁻: Tiene 10 electrones y su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6$

Br: Tiene 35 electrones y su configuración electrónica es:

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

11. La configuración electrónica de un elemento químico desconocido es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. a) Indica cuál es el número atómico de dicho elemento químico. b) ¿A qué grupo de la Tabla Periódica pertenece?

a) $Z = 18$

b) Gases nobles, grupo 0 ó VIIIA

12. ¿Cuál o cuáles de los enunciados siguientes sobre el átomo de hidrógeno del modelo de Bohr no es cierto?: a) El modelo explica con éxito los espectros del átomo de hidrógeno. b) La velocidad del electrón del átomo de hidrógeno aumenta al crecer su energía. c) La energía del electrón del átomo de hidrógeno tiene solamente ciertos valores discretos. d) La distancia entre el núcleo y el electrón del átomo de hidrógeno tiene solamente ciertos valores discretos.

Según el modelo de Bohr, los enunciados c) y d) son correctos.

El b) es una consecuencia lógica, ya que al moverse el electrón, si su energía (cinética) aumenta, lógicamente crecerá su velocidad.

Por tanto el único enunciado que puede ser incorrecto es el a). Dicho enunciado no es del todo correcto, pues el modelo de Bohr no es capaz de explicar algunos detalles del espectro del átomo de hidrógeno.

ACTIVIDADES FINALES-PÁG. 101

13. ¿Cuál de las siguientes líneas espectrales se encuentran en la región visible del espectro: a) 350 nm. b) 500 nm. c) 200 nm. d) 1000 nm. e) 780 nm?

Teniendo en cuenta que la región del espectro visible se corresponde con el intervalo (700- 400 nm), entonces la respuesta correcta es solamente la b), la de 500 nm.

14. La lámpara de vapor de mercurio emite una luz de color azul-verdoso. Estos

colores proceden de radiaciones de longitudes de onda 434,8 nm (azul) y 546,1 nm (verde). Calcula la energía de un fotón de cada radiación.

Sabiendo que $h = 6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ y $E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$, donde $c = 3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}$, entonces:

$$E_1 = \frac{h \cdot c}{\lambda_1} = \frac{6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{434,8 \text{ nm} \cdot \frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}}} = 4,57 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_2 = \frac{h \cdot c}{\lambda_2} = \frac{6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{546,1 \text{ nm} \cdot \frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}}} = 3,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

15. El color amarillo de la luz de vapor de sodio proviene de la raya D del espectro visible de dicho elemento químico. La longitud de onda correspondiente a dicha raya es 589 nm. a) Calcula el intercambio de energía asociado a la transición electrónica de dicha raya. b) En realidad dicha raya está constituida por un doblete: $D_1 = 589 \text{ nm}$ y $D_2 = 589,6 \text{ nm}$. ¿De entre ambas rayas, cuál es la que se refiere a un salto de mayor energía?

$$\text{a) } \Delta E_1 = \frac{h \cdot c}{\lambda_1} = \frac{6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{589 \text{ nm} \cdot \frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}}} = 3,374 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

b) La D_1 corresponde al mayor salto de energía, ya que:

$$\Delta E_2 = \frac{h \cdot c}{\lambda_2} = \frac{6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{589,6 \text{ nm} \cdot \frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}}} = 3,371 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

16. Consideremos un átomo de hidrógeno excitado en el que el electrón está en el subnivel 3s. La energía que se requiere para arrancar dicho electrón es $2,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$. Sin embargo, la energía que se necesita para arrancar el electrón 3s del sodio es $8,22 \cdot 10^{-19} \text{ J}$. ¿Por qué esta diferencia?

Porque el sodio tiene un núcleo con mayor carga eléctrica positiva que el del hidrógeno y para arrancar dicho electrón se debe vencer una mayor fuerza electrostática en el caso del sodio que en el del hidrógeno.

17. La masa de un átomo de helio es 4,0026 u. Utilizando las masas de las partículas subatómicas, halla la disminución de masa que se produce al formarse un núcleo de helio y la energía que se transfiere al exterior en el proceso, sabiendo que el número atómico del helio es 2 y su número másico 4.

Despreciando la masa del electrón, el sistema a considerar es el núcleo del átomo de helio, formado por 2 protones y 2 neutrones, luego:

$$\Delta m = 2 \cdot m_{\text{protón}} + 2 \cdot m_{\text{neutrón}} - m_{\text{He}} = 2 \cdot 1,0073 \text{ u} + 2 \cdot 1,0087 \text{ u} - 4,0026 \text{ u} = 0,0294 \text{ u}$$

$$\text{Por tanto: } E = \Delta m \cdot c^2 = 0,0294 \text{ u} \cdot 1,6606 \cdot 10^{-27} \frac{\text{kg}}{\text{u}} \cdot \left(3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}\right)^2 = 4,39 \cdot 10^{-12} \text{ J}$$

18. Coloca en la Tabla Periódica muda adjunta los siguientes elementos químicos con su símbolo respectivo: plomo, yodo, germanio, estaño, xenón y cesio.

	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
1º								
2º								
3º								
4º								
5º								
6º								
7º								

La colocación es:

	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
1º								
2º								
3º								
4º				Ge				
5º				Sn		I	Xe	
6º	Cs			Pb				
7º								

19. Dadas las dos siguientes configuraciones electrónicas para átomos neutros:

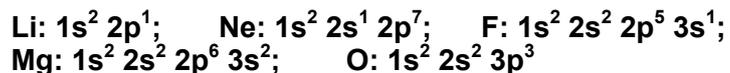


¿Cuál de estas afirmaciones es falsa?: a) Para pasar de A a B se necesita un aporte de energía. b) A representa un átomo de sodio. c) A y B representan elementos químicos distintos. d) Se necesita menos energía para extraer un electrón de B que de A.

Ambas estructuras corresponden a átomos de sodio, la primera es su configuración normal o estable y la segunda corresponde a un estado excitado.

La única afirmación falsa es la c).

20. A partir de las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos químicos:



a) Decide, para cada una, si representa un átomo neutro, un ión positivo o un ión negativo. b) Especifica si el estado electrónico representado es un estado fundamental, un estado excitado, o un estado imposible.

Li: Es la configuración correspondiente al átomo neutro en un estado excitado.

Ne: Es una configuración imposible.

F: Es la configuración correspondiente al ión negativo en estado excitado.

Mg: Es la configuración correspondiente al átomo neutro en estado normal.

O: Es la configuración correspondiente a un ión positivo en estado excitado.

21. La primera energía de ionización del sodio es $8,22 \cdot 10^{-19}$ J por átomo. Calcula la energía que hace falta para ionizar: a) 3 átomos de sodio. b) un mol de átomos de sodio.

$$\text{a) } E = 3 \text{ átomo} \cdot 8,22 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{átomo}} = 24,66 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

b) La energía para ionizar un mol de átomos de Na, en el que hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos es:

$$E = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomo} \cdot 8,22 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{átomo}} = 4,95 \cdot 10^5 \text{ J}$$

22. La afinidad electrónica del Cl es considerablemente superior a la del S. ¿Por qué es mucho más estable el ión S^{2-} que el ión Cl^{2-} ?

La afinidad electrónica se define como la variación de energía que acompaña al proceso de incorporación de un electrón a un átomo en estado gaseoso.

Cuanto mayor sea la afinidad electrónica mayor es la tendencia de un átomo a incorporar un electrón, y como resulta que la energía puesta en juego para que el Cl se convierta en Cl^- es mayor que la del S para formar S^- , resulta que el anión Cl^- es más estable que el S^- .

Cuando se trata de incorporar un segundo electrón, el S^{2-} es más estable que el Cl^{2-} puesto que adquiere la estructura electrónica de gas noble, mientras que el Cl^- se convierte en Cl^{2-} y pierde por ello la estructura de gas noble, por lo que se hace más inestable.

INVESTIGA-PÁG. 102

Consulta en el buscador www.google.es y realiza un trabajo sobre las partículas elementales, que de respuesta a la pregunta de por qué existe un número tan