

TEST DE QUÍMICA CON ENUNCIADOS FORMATIVOS

LEYES DE LA QUÍMICA

1*.Lavoisier al introducir la balanza en la medida cuantitativa de las masas de reaccionantes y productos de reacción, concluye enunciando la ley de la conservación de la masa. Sin embargo, este hecho que actualmente parece evidente, fue muy complejo en su época, ya que partía de la calcinación en retortas cerradas, de metales y no metales, pesándolos antes y después, pero todavía no se había descubierto el oxígeno, por lo cual supuso que la parte respirable del aire era absorbida por el metal, e incluso la intervención de un elemento sin masa que era el calórico. Esta ley actualmente tiene restricciones cuando en las reacciones químicas:

- a) *Se descomponen los átomos* b) *Se forman enlaces muy fuertes*
c) *Entran compuestos radiactivos* d) *Se rompen los núcleos de los átomos*

SOLUCIÓN:

Las restricciones a la ley de Lavoisier, parten de la equivalencia entre materia (masa) y energía siguiendo la fórmula de Einstein $E=mc^2$. Por lo tanto en reacciones en las que exista una diferencia grande de energía entre reaccionantes y productos, no se deberá conservar la masa, sino la suma de masa y energía. Esto ocurre en las reacciones nucleares, y en las que los reaccionantes sean los núcleos de los átomos. En las que intervengan sólo los electrones para formar enlaces no deberá ocurrir. Por lo tanto son correctas las propuestas c y d.

2. El 8 de mayo de 1794, fue guillotinado el francés Lavoisier, con el cargo de haber echado agua al tabaco que se importaba de las colonias. El juez Coffinhal que lo condenó, pronunció la famosa frase: "La república no necesita de sabios". Sin embargo su sabiduría todavía perdura, no solamente por sus descubrimientos y leyes, sino por haber organizado toda la enseñanza primaria y secundaria en Francia, creando los liceos, organización que todavía se mantiene. Los estudiantes lo recuerdan cuando aplican la ley de conservación de la masa en las reacciones químicas, así, si reaccionan exactamente $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de hidrógeno con 16g. de oxígeno, dirás que tendrán que producirse:

- a) *18g de agua* b) *9g de agua* c) *Medio mol de agua* d) *$3 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua*
e) *No reaccionan exactamente y sobra oxígeno*

MASAS ATÓMICAS: O;16- H;1. n° de Avogadro= $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

SOLUCIÓN

La reacción es $H_2 + \frac{1}{2} O_2 = H_2O$. Se calculan los moles de cada reaccionante, para averiguar si están en una relación exacta.

$n_{H_2} = 6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} / 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1} = 1 \text{ mol} = 2 \text{ g}$. $n_{O_2} = 16 \text{ g} / 32 \text{ g mol}^{-1} = 0,5 \text{ moles}$

Por lo tanto se trata de una relación exacta de cantidades, formándose un mol de agua, que corresponden a 18g o $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua. La respuesta correcta para que se cumpla la ley de Lavoisier es la a.

3. Aunque descubrió el óxido cuproso, y fue profesor en España, primero en Vergara, y después en la escuela de artillería de Segovia, durante casi 20 años, el químico francés José Luis Proust fue conocido porque en una conferencia, en 1797, pronunció la siguiente frase: "Debemos reconocer una mano invisible que maneja la balanza en la formación de los compuestos. Un compuesto es una sustancia a la cual, la naturaleza asigna relaciones fijas o sea es un ser al cual la naturaleza crea siempre con una balanza en la mano; pondere et mesura". Estas palabras estaban dichas para enunciar la ley química:

- a) *De conservación de la masa*
b) *De los pesos equivalentes*
c) *De las proporciones fijas*
d) *De las proporciones múltiples*

SOLUCIÓN:

La ley de Proust, establece como se verá en la cuestión siguiente, que los elementos se combinan en proporciones fijas, definidas o constantes, y por lo tanto es correcta la propuesta c.

4. Proust propone, dando clase en la escuela de artillería de Segovia, cuyo laboratorio sería destruido en la invasión napoleónica que: "Los elementos se combinan en proporciones definidas en peso y la composición de un compuesto químico puro va a ser independiente de la manera en la que ha sido obtenido", determinando con ello la ley de las proporciones fijas. Por ello si te dicen que 4,368 g de un óxido de hierro, contienen 3,358 g de hierro podrás asegurar que la fórmula del compuesto será:

- a) Fe_3O_4 b) FeO c) FeO_2 d) Fe_2O_3

MASAS ATÓMICAS O;16- Fe; 55,86

SOLUCIÓN:

La masa de oxígeno será $4,368 - 3,358 \text{g} = 1,01 \text{g}$. Las relaciones molares serán:

para el Fe : $3,358 \text{g} / (55,85 \text{g/mol}) = 0,060$

para el O : $1,01 \text{g} / (16 \text{g/mol}) = 0,063$

Por lo que la fórmula será FeO , que corresponde a la propuesta b

5. La ley de Proust, no siempre se cumplía, ello motivó que otro científico contemporáneo, Claude Luis Bertollet, gran amigo de Napoleón, enunciara su contra ley o ley de las proporciones indefinidas, llamándose a los compuestos que la seguían Bertollidos. Aunque la composición centesimal de una sustancia deriva de la aplicación de la ley de Proust, puede ocurrir que no se cumpla perfectamente, así si se dice que un compuesto de azufre y hierro, contiene sólo un 27,7% de azufre y dos átomos de azufre por fórmula, se podrá asegurar que:

- a) Cumple la ley de Proust
b) Se trata de un compuesto Bertollido
c) Cumple la ley de las proporciones equivalentes
d) Cumple la ley de las proporciones indefinidas

MASAS ATÓMICAS: S;32- Fe; 55,85

SOLUCIÓN:

La fórmula prevista será Fe_xS_2

Dado que en 100g de compuesto hay 27,7g de S y por lo tanto $100 - 27,7 = 72,3 \text{g}$ de Fe

Las relaciones molares serían:

Para el Fe = $72,3 \text{g} / 55,85 \text{g mol}^{-1} = 1,295$ moles de átomos de Fe

Para el S = $27,7 \text{g} / 32 \text{g mol}^{-1} = 0,866$ moles de átomos de S

Pero como se indica que hay 2 átomos de S por fórmula, o sea 2 moles de átomos por mol de compuesto, el factor por el que hay que multiplicar $2 / 0,866 = 2,3$.

Por lo tanto por cada 2 moles de átomos de S hay 1,295 moles de átomos de Fe $* 2,3 = 3,0$.

El compuesto será Fe_3S_2 que cumple la ley de Proust

6. La ley de Proust, recibió muchos nombres: ley de proporciones constantes, ley de las proporciones definidas, ley de las proporciones fijas o ley de las proporciones invariables, es la fundamental para determinar la fórmula de un compuesto químico. Así si combinas 15 g. de hidrógeno con 5 g. de oxígeno, para formar agua, podrás asegurar que sobran.

- a) 7,5 gramos de hidrógeno b) 2,5 gramos de oxígeno c) 10,5 gramos de hidrógeno
d) 14,4 g de hidrógeno

MASAS ATÓMICAS O;16- H; 1

SOLUCIÓN:

La combinación del oxígeno y del hidrógeno para formar agua implica la reacción $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

Moles de hidrógeno = $15 \text{g} / 2 \text{g mol}^{-1} = 7,5$ moles

Moles de oxígeno = $5 \text{g} / 32 \text{g mol}^{-1} = 0,156$ que sólo podrá reaccionar con el doble de hidrógeno.

Moles de hidrógeno que reaccionarán = $0,3125$; Moles sobrantes = $7,5 - 0,3125 = 7,188$

g de hidrógeno sobrantes = $14,375 \text{g}$

La solución es la d.

7. Junto con Lavoisier, John Dalton fue uno de los químicos más importantes de finales del siglo XVIII, puesto que puso las bases para el estudio atómico de las reacciones químicas. En su libro "New System of Chemical Philosophy", afirma que: "Los elementos químicos están formados por partículas de materia muy pequeñas e indivisibles llamadas átomos que mantienen su individualidad en todas las reacciones químicas y que todos los del mismo elemento son iguales y con el mismo peso. Por otra parte, las combinaciones químicas se producen por la unión de átomos que mantienen relaciones numéricas simples". Estos términos enunciaban la ley de:

- a) Conservación de la masa
- b) Proporciones múltiples
- c) Proporciones equivalentes
- d) Proporciones fijas

SOLUCIÓN:

La ley de Dalton tal como está expresada en el enunciado, hace relación a la ley de las proporciones múltiples, como se desarrollará en la cuestión siguiente. La propuesta correcta es la b.

8. La ley de Dalton, llamada de las proporciones múltiples o de la simplicidad, fue demostrada por los científicos contemporáneos, y afirmaron la teoría anterior de Proust. Así si 32g de azufre se podían combinar perfectamente con 16, 32 y 48g de oxígeno, se podrá asegurar que se cumple:

- a) Sólo la ley de las proporciones fijas
- b) La ley de las proporciones fijas e la de las proporciones múltiples
- c) Sólo la ley de las proporciones múltiples
- d) Ninguna de las dos leyes

MASAS ATÓMICAS O;16- S; 32

SOLUCIÓN:

Se calcular los moles de átomos de S y O, existentes en dichas combinaciones

S: $32\text{g}/32\text{g mol}^{-1}=1$ O: $16\text{g}/16\text{g mol}^{-1}=1$ O: $32\text{g}/16\text{g mol}^{-1}=2$ O: $48\text{g}/16\text{g mol}^{-1}=3$

Por lo tanto un mol de átomos de S se combina respectivamente con 1, 2 y 3 moles de átomos de O, formando las combinaciones SO, SO₂ y SO₃, por lo que se cumple la ley de las proporciones múltiples, y también dentro de cada combinación la de las proporciones fijas o definidas. La respuesta válida es la b

9. Joseph Priestley, uno de los descubridores del oxígeno a finales del XVIII, también descubrió multitud de gases formados por la combinación del nitrógeno con el oxígeno, tales como el "aire nitroso" (actual óxido nítrico), el "aire nitroso disminuido" (actual óxido nitroso), los vapores nitrosos (dióxido de nitrógeno). Estas combinaciones deberán seguir la ley de Dalton por eso si 0,21 g de nitrógeno se combinan con 0,12g de oxígeno en un determinado óxido, pero en otro 0,70g de nitrógeno lo hacen con 0,80g de oxígeno y en un tercero 0,28g de nitrógeno reaccionan exactamente con 0,64g de oxígeno los óxidos correspondientes serán:

- a) N₂O, NO y NO₂ b) NO, NO₂ y N₂O₄ c) N₂O, N₂O₃, NO₂
- d) N₂O, NO₂ y N₂O₄ d) Ninguno de los dados

MASAS ATÓMICAS O;16- N; 14

SOLUCIÓN:

Operando como en cuestiones anteriores

N: $0,21\text{g}/14\text{g mol}^{-1}=0,015\text{ mol}$ O: $0,12\text{g}/16\text{g mol}^{-1}=0,0075\text{mol}$ Relación N/O =0,5 Fórmula N₂O

N: $0,70\text{g}/14\text{g mol}^{-1}=0,05\text{ mol}$ O: $0,80\text{g}/16\text{g mol}^{-1}=0,05\text{ mol}$ Relación N/O =1 Fórmula NO

N: $0,28\text{g}/14\text{g mol}^{-1}=0,02\text{ mol}$ O: $0,64\text{g}/16\text{g mol}^{-1}=0,04\text{ mol}$ Relación N/O =2 Fórmula NO₂

Por lo tanto la correcta es la a

10. El 17 de octubre de 1794, fue elegido Dalton como miembro de la Sociedad literaria y filosófica de Manchester, y su primer y más importante trabajo presentado en ella fue "Hechos extraordinarios relativos a la visión de los colores, con observaciones". En él se explicaba la incapacidad de apreciar el rojo, tanto suya como de su hermano. Este hecho dio lugar a la denominación de daltonismo a esta carencia. Sin embargo, fue mucho más conocido por su teoría atómica, el desarrollo de formulación simbólica y la ley de las proporciones múltiples o ley de Dalton. De los conjuntos de fórmulas dados:

- a) NH_3 y NO_2 b) H_2O y H_2S c) CO y CO_2 d) CH_4 y CCl_4
sólo podrá servir como ejemplo de esta ley el a) b) c) d) e) Ninguno

SOLUCIÓN:

Como la ley hace referencia a las relaciones múltiples en las combinaciones entre dos átomos diferentes, el único conjunto que hace referencia a dichas relaciones es el c

11. Si una determinada cantidad de sustancia se calienta al aire, durante un determinado tiempo, y después se pesa, observando que ha aumentado en una cantidad fija. Se vuelve a calentar al aire, y su peso ya no varía, dirás que se ha cumplido la ley de:

- a) Proust b) Dalton c) Lavoisier d) Richter e) Ninguna de ellas

SOLUCIÓN:

Cuando las cantidades atómicas que en que se combinan dos elementos son fijas, la única ley que así lo determina es la de Proust

12. Benjamin Richer, químico alemán que había estudiado con Kant, en Königsberg, consideraba la química como una rama de las matemáticas (su tesis doctoral versó sobre el uso de las matemáticas en la química). No es de extrañar por lo tanto que se preocupara de establecer relaciones entre las masas de diferentes reaccionantes, así en 1792, publica sus "Rudimentos de estequiometría", término creado por él, en el que se lee "Los elementos deben tener entre ellos una cierta relación de masas". Todo ello concluirá con la ley de proporciones equivalentes, o recíprocas, también llamada ley de Richter, publicada tres años después, que en términos generales dice :

- a) Si una masa de A reacciona con otra de B, y la misma masa de B con otra de C, la relación entre las masas de A y C, es un número entero generalmente pequeño
b) Si una masa de A reacciona con B, y otra masa de B con la masa de A, la relación entre A y B, es un número generalmente pequeño
c) Si una masa de A reacciona con otra de B y la misma de B con otra de C, sólo la relación entre las masas de B y C es un número generalmente pequeño
d) Si una masa de A reacciona con otra de B y la misma masa de B con otra de C, sólo la relación entre las masas de A y B es un número generalmente pequeño

SOLUCIÓN

La respuesta correcta es la a, como se verá en los ejercicios posteriores

13. La ley de las proporciones equivalentes tuvo sus comienzos, cuando en 1699, Homberg determinó las proporciones en que se combinaban las masas de un mismo ácido con varias bases distintas, en las reacciones de neutralización, siendo Cavendish, el que llamó a estas masas, 67 años después; equivalentes. Wenzel la completó, y Richter le puso el punto final. Si te dicen que 7g de hierro se combinan con 4 de azufre, y que 7g de hierro también se combinan con 2 g de oxígeno, podrás asegurar que 12 g de azufre, se combinarán con:

- a) 6 g de oxígeno b) 12 g de oxígeno c) 10g de oxígeno d) 2 g de oxígeno
e) Nada de lo dicho

SOLUCIÓN:

Si 7g.Fe se combina con 4g.S y Si 7gFe se combinan con 2g de O. Por lo tanto 4g de S se combinarán con 2g de O, por lo que si se multiplica por 3, 12g de S se combinarán con 6g de O, tal como indica la propuesta a.

14. Joseph Priestley, llamado por algunos doctor flogiston, por haber mantenido toda su vida la teoría de su existencia, pese a que con los trabajos de Lavoisier había quedado obsoleta, fue el que descubrió en 1771 y 72, los diferentes óxidos de nitrógeno, trabajando con el ácido obtenido de la salpêtre con metales como el cobre. Pero también se dedicó a hacer reaccionar entre sí todo tipo de gases, así si 4,2g de nitrógeno, se combinan con 0,9g de hidrógeno, y la misma cantidad de nitrógeno lo hacen con 4,8g de oxígeno, podrás asegurar que 0,8g de oxígeno lo harán con una cantidad de hidrógeno de:

- a) 1,0 g b) 0,15g c) 0,40g d) 0,80g
 e) Nada de lo dicho

SOLUCIÓN:

Tal como en la cuestión anterior, Si 4,2g.de N se combinan con 0,9g.de H y Si 4,2gN se combinan con 4,8g de O. Por lo tanto 0,9g de H se combinarán con 4,8g de O. Para que sean 0,8g de O, habrá que dividir la relación por 6, con lo que los g. de H que se combinarán sería $0,9/6 =$ tal como indica la propuesta b.

15. Incluso en internet se confunde a Jeremías Benjamín Richter, con Jerónimo Teodoro Richter, descubridor del elemento indio, químicos alemanes ambos, aunque este último vivió casi un siglo después. Todavía los estudiantes de ciencias, pueden confundirlos con el sismólogo americano Charles Richter, autor de la escala de intensidad sísmica que lleva su nombre, publicada en 1935. Nuestro primer Richter, fundador de la estequiometría, fue el que enunció la ley de las proporciones recíprocas, y elaboró experimentalmente la “escala de masas” (Massenzählen), primera escala de cantidades equivalentes. Según aquella, cuál de los conjuntos de fórmulas dadas servirá como ejemplo de su ley:

- a) H₂O, H₂S, HCl b) CH₄, CS₂, H₂O c) CH₄, CCl₄, HCl d) NH₃, NO₂, N₂O

SOLUCIÓN:

Teniendo en cuenta que las combinaciones entre 2 átomos A y B, lo hacen con un tercero C, la relación se mantendrá entre A y B. La única situación así reflejada es la C; una cantidad de carbono, se combina con otra de hidrógeno, cantidad similar de carbono se combina con cloro, luego una cantidad de H se combinará con otra equivalente de cloro, como indica la propuesta c.

16. Muchos estudiantes confunden Proust con Prout, siendo 2 científicos que vivieron en la misma época, pero mientras el primero era francés aunque vivió en España, y enunció la ley de las proporciones definidas, el segundo era inglés, y sostuvo a través de una ley que lleva su nombre, que todos los elementos contenían hidrógeno, que llamó protilo, por ser la materia fundamental de todos los átomos, por eso sus masas eran múltiplos de la del hidrógeno. Sus aportaciones fueron fundamentales para establecer las leyes estequiométricas. Así si en una experiencia se hacen reaccionar 4 g de calcio con 18 de bromo, sobrando 2 g de bromo y produciéndose 20 g de un compuesto binario de bromo y calcio. En otro experimento reaccionan 20g de calcio con 52 de bromo, formándose 65 g de un compuesto binario de bromo y sobrando 7g de calcio. Con estas consideraciones podrás decir que se conservan las leyes de :

- a) Dalton y Proust b) Lavoisier y Proust c) Lavoisier y Dalton d) Proust y Richter

SOLUCIÓN:

Es evidente que en ambas experiencias la masa de los reaccionantes es igual a la de los productos

1ªExp: 4g Ca+18g Br= 20g bromuro de calcio + 2g de bromo que sobran

2ªExp: 20g Ca+52g Br= 65g bromuro de calcio + 7g de calcio que sobran

Por lo que se cumple la ley de Lavoisier, y también la ley de las proporciones definidas o de Proust ya que en ambos casos, las relaciones son de 2 moles de átomos de bromo frente a un mol de átomos de calcio.

1ªExp: $4g / 40g\text{mol}^{-1} = 0,1\text{mol}$ de átomos de calcio $18-2g / 79,82\text{ gmol}^{-1} = 0,2\text{ mol}$ de átomos de bromo. Relación Br/Ca =2

2ªExp: $(20-7)g / 40g\text{mol}^{-1} = 0,325\text{mol}$ de átomos de calcio $52g / 79,82\text{ gmol}^{-1} = 0,65\text{ mol}$ de átomos de bromo. Relación Br/Ca =2

Por lo tanto se cumple la ley de Proust. La respuesta correcta es la b.

17. Las primeras leyes de la química son la de Lavoisier y la de Richter, todas ellas elaboradas a finales del XVIII. Aunque parezca mentira en la actualidad, la primera tuvo mucha contestación en la época, debida a la teoría del flogisto, un elemento con masa que tenía que aparecer en todas las combustiones, y que Lavoisier demostró que no existía. Así si en una experiencia se hacen reaccionar 16 g de oxígeno con 10 g de carbono, sobrando 4 g de carbono y produciéndose 22 g de un óxido de carbono. En otro experimento reaccionan 25g de carbono con 15 de oxígeno, formándose 35 g de un óxido de carbono y sobrando 5g de oxígeno. Con estas consideraciones podrás decir que se conservan las leyes de :

- a) Dalton y Proust b) Lavoisier y Proust c) Lavoisier y Dalton d) Lavoisier y Richter

SOLUCIÓN:

Es evidente que en ambas experiencias la masa de los reaccionantes es igual a la de los productos

1ªExp: 16g O+10g C= 22g un óxido de carbono + 4g de carbono que sobran

2ªExp: 25g O+15g C= 35g un óxido de carbono + 5g de oxígeno que sobran

Por lo que se cumple la ley de Lavoisier, y también la ley de las proporciones múltiples o de Dalton ya que se trata de compuestos diferentes con distintas relaciones atómicas, siempre con números enteros sencillos

1ªExp: 16g/16g mol⁻¹=1mol de átomos de oxígeno (10-4)g/12 g mol⁻¹=0,5 mol de átomos de carbono. Relación O/C =2

2ªExp: (25-5)g/16g mol⁻¹=1,25mol de átomos de oxígeno 15g/12 g mol⁻¹=1,25 mol de átomos de carbono. Relación O/Ca =1

Por lo tanto se cumple la ley de Dalton. La respuesta correcta es la c.

18. En 1802, Dalton, leyó en la Manchester Philosophical Society, un trabajo sobre “ Una investigación sobre las proporciones de los distintos gases o fluidos elásticos que constituyen la atmósfera”. En este trabajo se consideraba la relación existente en la combinación entre gases, que siempre era un número entero. Un año antes había comprobado la ley llamada de las presiones parciales que sugería que en un a mezcla se gases:

- a) *Los gases se combinaban en proporciones definidas como lo hacían los sólidos*
b) *Los gases ejercían presión independientemente de su entorno*
c) *La presión que ejercía era la suma de las presiones de cada gas , en ese mismo volumen*
d) *La presión que ejercía un gas estaba en relación fija con la ejercida por los demás*

SOLUCIÓN

La ley de las presiones parciales, se enuncia como el apartado c

19. El 31 de diciembre de 1808, a los 30 años, Joseph Louis Gay-Lussac, leía una memoria en la Societé Philomatique de París, en la que demostraba que las sustancias gaseosas se combinaban en proporciones de números enteros sencillos. Ello contradecía los supuestos de Dalton, pero reafirmaba que los volúmenes eran diferentes de las masas de los reaccionantes, aunque siguieran reglas parecidas. Esta ley que sería demostrada por Avogadro, tres años después, establecía que:

- a) *Un volumen de cloro se combinaba con un volumen de hidrógeno para formar un volumen de cloruro de hidrógeno*
b) *Un volumen de nitrógeno se combinaba con volumen y medio de hidrógeno para formar 2 volúmenes y medio de amoniaco*
c) *Un volumen de nitrógeno se combinaba con otro de oxígeno para formar dos volúmenes de óxido nítrico*
d) *Un volumen de hidrógeno se combinaba con otro de oxígeno para formar dos volúmenes de agua*

SOLUCIÓN:

Las reacciones en estado gaseoso dadas son: a) Cl₂+H₂=2HCl; b) N₂+3H₂=2NH₃; c) N₂+O₂=2NO; d) H₂+ $\frac{1}{2}$ O₂= H₂O

Según lo visto la única correcta es la c

20. La ley de los volúmenes gaseosos de Gay-Lussac, se aclaró cuando Avogadro introdujo el concepto de molécula como expresión natural de los gases diatómicos, en contra de lo que pensaba Dalton, que suponían que dos átomos del mismo elemento no podría nunca unirse porque se debían rechazar. Además calculó que todos los gases en las mismas condiciones ocupaban el mismo volumen. Si se aplica esta ley, conocerás que si se hacen reaccionar 20 litros de hidrógeno con 5 de oxígeno en las mismas condiciones, sobrarán:

- a) 5 litros de hidrógeno
- b) 10 litros de hidrógeno
- c) 15 litros de hidrógeno
- d) no sobrarán nada

SOLUCIÓN:

La reacción es $H_2 + \frac{1}{2} O_2 = H_2O$. Por lo tanto un volumen de hidrógeno se combinaría con medio volumen de oxígeno, para formar un volumen de agua en estado gaseoso. Según eso si se dispone de 5 litros de oxígeno, se necesitarían sólo 10 litros de hidrógeno, por lo que como se tienen 20, sobrarán 10 litros de hidrógeno, se formará un volumen de agua en estado gaseoso de 10 litros, por lo que será correcta la propuesta b.

