



Boletín de Actividades (III) LA REACCIÓN QUÍMICA

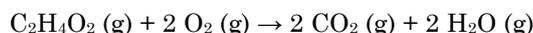
1. CUESTIONES:

- ¿Cuántos moles de átomos hay en 20 g de cobre?
- ¿Cuántos gramos pesa un átomo de oro?
- ¿Cuántos moles hay en 50 g de ácido clorhídrico?
- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 5 g de nitrato de bario?
- Calcula cuántos gramos de oxígeno hay en 0.15 mol de P_2O_5 .
- ¿Dónde hay más átomos en 10 g de sodio o en 10 g de hierro?
- El fósforo existe como molécula tetraatómica, P_4 . Halla la masa, en gramos, de un colectivo de moléculas de fósforo igual al número de Avogadro, sabiendo que la masa atómica del P es 31 u y que $1u = 1.6603 \cdot 10^{-24}$ g.
- Se disuelven 10 moles de azúcar en agua para formar 10 litros de disolución. ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?
- ¿Cuántos moles cloruro de amonio se encuentran en medio litro de una disolución 0.3 M? ¿Cuántos gramos serán?
- ¿En cuántos litros de disolución 0.2 M de ácido sulfúrico se encuentran 50 g de ácido sulfúrico?
- Calcula el volumen ocupado por 3 moles de dinitrógeno a 120 atmósferas de presión y $50^\circ C$.
- Calcula el volumen de 0.18 mol de dióxido de carbono a $117^\circ C$ y 312 mmHg.

2. Razona la veracidad o la falsedad de las proposiciones siguientes:

- Un mol es la masa que tiene una molécula.
- En 0.75 mol de agua hay 0.75 moléculas de agua.
- La masa molar del agua es 18 u.
- 2 mol de agua pesan menos que 16.00 g de agua.
- En 1 mol de agua hay $6.022 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno y el doble de átomos de oxígeno.

3. A partir de esta reacción química ajustada, indica cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas y por qué:



- No está bien ajustada, porque la cantidad de sustancia de los reactivos no es igual a la de los productos.
- 1 kg de $C_2H_4O_2$ requiere de 2 kg de oxígeno para que reaccione completamente.
- 1 litro de $C_2H_4O_2$ requiere de 2 litros de oxígeno para que reaccione completamente, si medimos ambos gases en igualdad de condiciones de presión y temperatura.
- Una molécula de $C_2H_4O_2$ requiere de dos moléculas de oxígeno para que tenga lugar la reacción descrita en el enunciado.

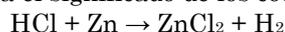
4. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- $Fe(s) + H_2O(g) \rightarrow Fe_3O_4(s) + H_2(g)$
- $AgNO_3(aq) + ZnCl_2(aq) \rightarrow AgCl(s) + Zn(NO_3)_2(aq)$
- $Cl_2(g) + CrBr_3(s) \rightarrow Br_2(g) + CrCl_3(s)$
- $FeS_2(s) + O_2(g) \rightarrow Fe_2O_3(s) + SO_2(g)$

5. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- $Al_2S_3 (s) + H_2O (l) \rightarrow Al (OH)_3 (aq) + H_2S (g)$
- $NH_3 (g) + O_2 (g) \rightarrow NO (g) + H_2O (g)$
- $KI + Pb(NO_3)_2 \rightarrow KNO_3 + PbI_2$
- $C_6H_{12}O_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

6. Ajusta esta ecuación química e interpreta el significado de los coeficientes estequiométricos:



7. Razona la veracidad o falsedad de la siguiente frase: «El azufre y el calcio reaccionan y forman sulfuro de calcio. Si reaccionan 5.00 g de calcio se necesitan 4.00 g de azufre; por esa razón, si reaccionan 15.00 g de calcio con 4.00 g de azufre se formarán 19.00 g de sulfuro de calcio».



8. El Mn_2O_3 y el MnO_2 son dos de los óxidos más conocidos que puede formar el manganeso. Se tiene un erlenmeyer de 71.47 g de masa, se pesa una cierta cantidad de manganeso y la balanza marca 126.47 g. Después de hacerlo reaccionar con un exceso de dióxigeno, se pesa el producto y se obtienen 158.47 g de masa. Sabemos que este producto es el MnO_2 . En una segunda experiencia, en la que se utiliza un erlenmeyer de 34.65 g, se introduce manganeso hasta que alcanza una masa de 106.15 g. Éste reacciona con dióxigeno en exceso y se pesa el producto obtenido en la reacción dando 147.75 g. Indica justificadamente si en la experiencia 2 se ha formado el mismo óxido de manganeso, rellenando la tabla y calculando las proporciones de combinación en masa que se indican.

	m de manganeso	m de oxígeno	m manganeso / m oxígeno
experiencia 1			
experiencia 2			

9. El NO_2 es un gas de color pardo y soluble en agua, que se forma como subproducto en los procesos de combustión a altas temperaturas a partir del NO en los vehículos motorizados y es un contaminante frecuente en zonas urbanas. Imagina que en un recipiente inyectamos 3000 moléculas de NO y 2000 de O_2 .
- Escribe la reacción de combustión que se producirá y ajústala.
 - Justifica las moléculas que reaccionan de cada uno de los componentes, así como la composición de la mezcla que habrá en el recipiente una vez haya acabado la reacción.
 - Indica cuál es el reactivo en exceso y cuál el limitante
10. El antimonio reacciona con el oxígeno para dar óxido de antimonio(III). Calcula la masa de óxido de antimonio(III) que se producirá al reaccionar totalmente 25 g de antimonio.
11. ¿Cuál es la masa de óxido de calcio que se forma al oxidarse 10 g de calcio?
12. El cloro molecular reacciona de forma muy violenta con el sodio para dar cloruro de sodio. Se pide:
- La masa de sodio necesaria para que se formen 25.5 g de cloruro de sodio.
 - El volumen de cloro, medido en condiciones normales de presión y temperatura, que reaccionará con la masa de sodio calculada en el apartado anterior.
13. Quemando amoniaco gaseoso en determinadas condiciones podemos obtener agua y óxido de nitrógeno(II). ¿Cuántos litros de dióxigeno en c.n. se necesitan para quemar 50 g de amoniaco?
14. ¿Qué volumen de dihidrógeno en c.n. tendrá que reaccionar con suficiente cantidad de dinitrógeno para obtener 100 litros de amoniaco, también en condiciones normales?
15. El trióxido de azufre reacciona con el agua para dar ácido sulfúrico. ¿Cuántos gramos de ácido podemos obtener si partimos de 100 g de trióxido?
16. Calcula el porcentaje, en tanto por ciento en masa, de cada elemento presente en el clorato potásico.
17. El ácido sulfúrico reacciona con el cobre para dar sulfato de cobre(II) y dihidrógeno gaseoso. Determina la cantidad de sulfato de cobre que se puede obtener a partir de 2.95 g de ácido sulfúrico. Halla la cantidad de cobre que reacciona.
18. Calcula la masa de sulfato de sodio que se obtiene al reaccionar, con hidróxido de sodio, 25 mL de una disolución de ácido sulfúrico de 30% de riqueza en masa y 1.1 kg/L de densidad.
19. Calcula el volumen de hidrógeno, medido en c.n., que se obtendrá al reaccionar 30 mL de una disolución de ácido clorhídrico, de 1.09 /mL y del 20%, con exceso de cinc.
20. El aluminio reacciona con el ácido clorhídrico, dando como resultado cloruro de aluminio y dihidrógeno. Determina el volumen de una disolución de ácido clorhídrico 2 M que será necesario para que reaccione completamente con 4.5 g de aluminio.



21. Calcula la masa de hidróxido de calcio que puede neutralizarse con 50 ml de una disolución 1 M de ácido clorhídrico.
22. Tenemos 150 cm³ de una disolución 0.3 M de ácido clorhídrico (recuerda que el ácido clorhídrico es una disolución acuosa de clorano, también llamado cloruro de hidrógeno) y queremos neutralizarla haciéndola reaccionar completamente con una disolución de hidróxido de sodio, obteniendo cloruro de sodio (que queda disuelto) y agua. Se pide:
- El volumen de disolución 0.5 M de hidróxido de sodio necesario para que reaccione completamente con el ácido clorhídrico.
 - La masa de cloruro de sodio que se formará.
23. Tenemos 250 mL de una disolución 2M de nitrato de plomo(II) y la hacemos reaccionar con una disolución acuosa de yoduro de potasio, para obtener un precipitado de yoduro de plomo(II) y nitrato de potasio disuelto. Se pide:
- El volumen de disolución 1.5 M de yoduro de potasio que necesitaremos para que la reacción sea completa.
 - La masa de yoduro de plomo(II) que obtendremos.
24. El peróxido de bario se descompone a temperaturas altas originando óxido de bario y dióxígeno. Si el oxígeno liberado al calentar 10 g de peróxido de bario se recoge en un recipiente de 1 litro, a 27°C, ¿Cuál será la presión del oxígeno en el recipiente?
25. El gas butano, C₄H₁₀, arde en presencia del dióxígeno del aire y produce dióxido de carbono y vapor de agua. Calcula el volumen de dióxígeno necesario para quemar 100.0 g de butano y los volúmenes de CO₂ y H₂O que se obtendrán (en c.n.).
26. El carbonato de calcio es el principal componente de la piedra caliza, muy utilizada –entre otras cosas– para neutralizar la acidez del suelo y proporcionar calcio para nutrir a las plantas. Este carbonato de calcio puede reaccionar con una disolución de ácido clorhídrico, para obtenerse cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. ¿Cuántos gramos de cloruro de calcio puedes obtener si reaccionan 4 L de una disolución de HCl de 30 g/L? ¿Con qué masa de carbonato de calcio han reaccionado?
27. Una reja de hierro tiene una masa de 20 kg. Por acción del oxígeno del aire se oxida la superficie de la reja, de acuerdo con la reacción $\text{Fe(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$. Si solamente se oxida el 10% del hierro:
- Determina la masa de óxido de hierro formado.
 - El óxido se queda adherido al hierro que no se ha oxidado. ¿Qué masa final tiene la reja?
28. Determina el grado de pureza de un mármol (CaCO₃) si al descomponerse 125 g del mismo se desprenden 20 litros de dióxido de carbono medidos a 15 °C y 1 atm.
29. Al descomponer una muestra que contiene tres gramos de carburo de aluminio con agua caliente se recogen 1.25 L de metano a 25 °C y 800 mmHg. Se forma, además, hidróxido de aluminio. Determina el grado de pureza de la muestra de carburo de aluminio.
30. Identifica el reactivo limitante en cada una de las combinaciones de reactivos indicadas en las siguientes ecuaciones químicas ajustadas:
- $\text{SnO}_2 + 2 \text{C} \rightarrow \text{Sn} + 2 \text{CO}$
3 mol 7 mol
 - $4 \text{P} + 5 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{P}_2\text{O}_5$
6 mol 7 mol
 - $2 \text{Fe} + 3 \text{Br}_2 \rightarrow 2 \text{FeBr}_3$
3 mol 4.5 mol
31. El carburo de silicio, SiC, es una de las sustancias más duras conocidas y se emplea como abrasivo. Se prepara mezclando arena (SiO₂) y coque (C) en un horno eléctrico, según la reacción:
- $$\text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{SiC} + \text{CO}$$
- Si mezclamos 10.0 g de SiO₂ con otros 10.0 g de C, ¿qué masa de SiC se habrá formado cuando se haya completado la reacción?



32. Se hacen reaccionar 6 gramos de aluminio en polvo con 50 ml de una disolución acuosa de ácido sulfúrico 0.15 M. Determina:
- El volumen de dihidrógeno gaseoso que se forma medido a 20°C y 760mmHg.
 - Masa en gramos de sulfato de aluminio que se formará.
 - ¿Cuál de los dos reactivos quedará en exceso y en qué cantidad?
33. El cloruro de hidrógeno es un gas que puede ser preparado en el laboratorio por reacción entre el cloruro de sodio y el ácido sulfúrico concentrado, obteniéndose también sulfato de sodio.
- Escribe la ecuación química ajustada del proceso que tiene lugar.
 - Si, partiendo de 20.0 g de cloruro de sodio, se obtienen 5.60 g de cloruro de hidrógeno. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Qué cantidad reacciona?
 - Si se disuelven los 5.60 g de cloruro de hidrógeno en agua obteniendo 1 L de disolución. ¿Cuál es la concentración molar de la mezcla?
 - Calcular el volumen de cloruro de hidrógeno que se obtiene a una presión de 780 mmHg y a una temperatura de 35°C.
 - Calcular el volumen de HCl en c.n. (condiciones normales).
34. La hidracina, N₂H₄, se utiliza como combustible en los cohetes espaciales. La ecuación de la reacción de combustión de la hidracina es:
- $$\text{N}_2\text{H}_4 (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$$
- ¿Cuántos litros de dinitrógeno, medidos en c.n., se formarán a partir de 1 kg de hidracina y 1 kg de dióxígeno?
 - ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso sobrarán?
35. Atacamos 23.5 g de una lámina de níquel metálico con 278 cm³ de una disolución 2 M de ácido nítrico. En el proceso se obtienen nitrato de níquel(II) y dihidrógeno. Se pide:
- La masa de nitrato de níquel(II) que se forma.
 - El volumen que ocuparía ese dihidrógeno a una presión de 912 mmHg y a 20 °C.
36. Atacamos una lámina de zinc de 20 g y un 80% de pureza con 60 ml de una disolución 5 M de HCl. Calcular el volumen de dihidrógeno que se libera a 25°C y 0.95 atmósferas.
37. La lanzadera espacial utiliza aluminio metálico y perclorato de amonio como combustible sólido de sus cohetes reutilizables. Si tenemos una mezcla que contiene 5.75 g de Al y 7.32 g de perclorato de amonio y se forman 1.87 g de tricloruro de aluminio, ¿cuál es el rendimiento de la reacción? (Nota: como productos de la reacción, también se forman óxido de aluminio, óxido de nitrógeno(II) y agua).
38. CUESTIONES:
- Tenemos 5 g de carbón en un trozo y 5 g de carbón finamente dividido. ¿En qué situación tardará menos en quemarse el carbón?
 - En los envases de casi todos los medicamentos se recomienda que se conserven en sitio fresco, ¿qué se pretende con ello?
 - En el tubo de escape de los automóviles se utilizan «catalizadores» con objeto de que los gases que se producen al quemar el combustible en el motor y salen por el tubo de escape, contengan menos monóxido de carbono. ¿Qué papel juegan los catalizadores?
 - ¿Las reacciones que ocurren en el interior de una pila son exoenergéticas? Explicación.
 - ¿Las reacciones que ocurren en una electrólisis son exoenergéticas? Explicación.
39. Tenemos una disolución acuosa de una sustancia desconocida. Medimos su pH y es igual a 2.
- Si mojamos un poco de papel indicador, ¿de qué color se pondrá?
 - Si se cae un poco de disolución sobre la mesa de mármol, ¿qué pasará?
 - Si echamos un clavo de hierro dentro de la disolución, ¿qué le pasará?
 - Si echamos un anillo de oro dentro de la disolución, ¿qué le pasará?
 - Si queremos que la disolución tenga un pH = 7, ¿qué debemos hacer?
40. Diseña procedimientos para obtener estaño a partir de dióxido de estaño. Escribe las reacciones que tendrían lugar y de qué tipo son.



41. El propano es un gas incoloro e inodoro, cuya fórmula química es C_3H_8 .
- Escribe y ajusta la ecuación de combustión del propano.
 - ¿Qué masa de agua se obtendrá al quemar 4.4 g de propano? ¿La temperatura de ebullición del agua obtenida sería de 100 °C? Explica la respuesta.
 - Calcula el volumen de dióxido de carbono, medidos a 20 °C y 818 mmHg, que se produce si se queman 2 kg de propano.
 - ¿El proceso es exoenergético o endoenergético? ¿Los productos obtenidos tendrán más, igual o menos energía que los reactivos? Explica la respuesta.
42. El ácido clorhídrico (disolución de cloruro de hidrógeno HCl en agua) reacciona con el cinc (Zn) produciendo dicloruro de cinc ($ZnCl_2$) y dihidrógeno (H_2).
- Si para que reaccionaran totalmente 12 g de cinc se necesitaron 5 minutos, calcula la velocidad de reacción.
 - Escribe tres procedimientos para conseguir que aumente la velocidad de esta reacción.
 - Explica, con ayuda de la teoría cinético-molecular, por qué aumentaría la velocidad de esta reacción si se llevase a cabo a una mayor temperatura.
43. La sosa cáustica es una sustancia básica que se disuelve en agua.
- ¿Qué color daría si ponemos unas gotas de disolución de sosa cáustica en agua sobre papel indicador? ¿Y si le añadimos unas gotas de fenolftaleína?
 - ¿Reaccionará la sosa cáustica con todos los metales? ¿Y con el carbonato de calcio? Explica las respuestas.
 - ¿Qué pH tendrá una disolución de sosa cáustica? Indica un valor aproximado, explicando la respuesta.
44. (a) Ajusta la ecuación química que representa la reacción entre el carbonato de sodio y el ácido clorhídrico. Escribe toda la información que puedas obtener a partir de esa ecuación.
- Calcula la cantidad de sustancia de ácido clorhídrico necesaria para que reaccionen totalmente 2 mol de carbonato de sodio. ¿Qué cantidad de sustancia se obtendrá de cloruro de sodio?
 - Para que reaccionen completamente 25 g de carbonato de sodio, ¿qué masa necesitaríamos de ácido clorhídrico?, ¿cuánto dióxido de carbono y cuánta agua se obtendrá? Expresa los resultados en kilogramos.
 - Si reaccionan completamente los 25 g de carbonato de sodio, ¿qué volúmenes (en mL) obtendremos de dióxido de carbono y de agua, si suponemos que en el laboratorio estamos a una presión de 1 atm y a 27 °C?
 - Si la disolución de ácido clorhídrico es 2 M, ¿qué volumen será necesario para que reaccionen completamente los 25 g de carbonato de sodio?



1. Con ayuda de los factores de conversión:

(a)
$$n = 20 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63.5 \text{ g Cu}} = 0.315 \text{ mol Cu}$$

(b)
$$m = 1 \text{ at. Au} \cdot \frac{196.97 \text{ g}}{6.022 \cdot 10^{23} \text{ at. Au}} = 3.27 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

(c)
$$n = 50 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.45 \text{ g HCl}} = 1.37 \text{ mol HCl}$$

(d)
$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ ats. O} &= 5 \text{ g Ba(NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ba(NO}_3)_2}{261.33 \text{ g Ba(NO}_3)_2} \\ &\cdot \frac{6 \text{ mol ats O}}{1 \text{ mol Ba(NO}_3)_2} \cdot \frac{6.022 \cdot 10^{23} \text{ ats O}}{1 \text{ mol ats O}} \\ &= 6.91 \cdot 10^{22} \text{ ats. de O} \end{aligned}$$

(e)
$$m = 0.15 \text{ mol P}_2\text{O}_5 \cdot \frac{80 \text{ g O}}{1 \text{ mol P}_2\text{O}_5} = 12 \text{ g O}$$

(f)

En 10 g de sodio hay:

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ ats. Na} &= 10 \text{ g Na} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{23 \text{ g Na}} \cdot \frac{6.022 \cdot 10^{23} \text{ ats Na}}{1 \text{ mol Na}} \\ &= 2.62 \cdot 10^{23} \text{ ats Na} \end{aligned}$$

En 10 g de hierro hay:

$$\begin{aligned} \text{N}^\circ \text{ ats. Fe} &= 10 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55.85 \text{ g Fe}} \cdot \frac{6.022 \cdot 10^{23} \text{ ats Fe}}{1 \text{ mol Fe}} \\ &= 1.08 \cdot 10^{23} \text{ ats Fe} \end{aligned}$$

Por tanto, hay más átomos en 10 g de sodio.

(g)
$$\begin{aligned} m &= 6.022 \cdot 10^{23} \text{ molec. P}_4 \cdot \frac{124 \text{ u}}{1 \text{ molec P}_4} \\ &\cdot \frac{1.6603 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 124 \text{ g P}_4 \end{aligned}$$

(h)
$$c = \frac{10 \text{ mol azúcar}}{10 \text{ L disolución}} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1 \text{ M.}$$

(i)
$$\begin{aligned} n &= 0.5 \text{ L disolución} \cdot 0.3 \frac{\text{mol NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ L disolución}} \\ &= 0.15 \text{ mol NH}_4\text{Cl} \end{aligned}$$

$$m = 0.15 \text{ mol NH}_4\text{Cl} \cdot \frac{53.45 \text{ g NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}} = 8.02 \text{ g NH}_4\text{Cl}$$

(j)
$$\begin{aligned} V &= 50 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0.2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \\ &= 2.55 \text{ L disolución} \end{aligned}$$

(k)
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{3 \cdot 0.082 \cdot 323}{120} = 0.66 \text{ L}$$

(l)

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0.18 \cdot 0.082 \cdot 390}{0.411} = 14 \text{ L}$$

2.

(a) Falsa. La masa de una molécula es la masa molecular. El mol es una cantidad concreta de sustancia.

(b) Falsa. En 0.75 mol de agua hay 0.75 veces el número de Avogadro de moléculas de agua.

(c) Falsa. La masa molar se expresa en g/mol; el dato del enunciado corresponde a la masa molecular del agua.

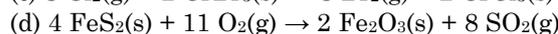
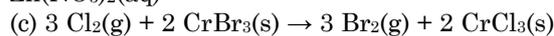
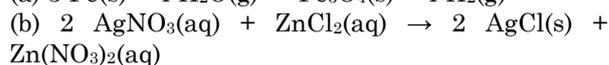
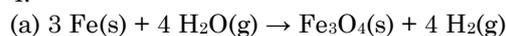
(d) Falsa. La masa molecular del agua es 18 u, luego su masa molar vale 18 g/mol. Por tanto, 2 mol de agua equivalen a: 2 mol · 18 g/mol = 36 g.

(e) Falsa. La molécula de agua, H₂O, contiene 2 átomos de H y 1 átomo de O; como en 1 mol de agua hay 6.022 · 10²³ moléculas de agua, tendremos 2 · 6.022 · 10²³ átomos de H y 6.022 · 10²³ átomos de O.

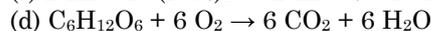
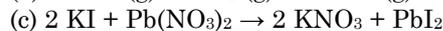
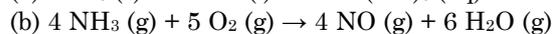
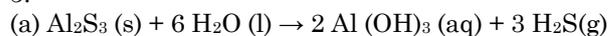
3. Las afirmaciones correctas son la (c) y la (d), pues son las que hacen referencia a la cantidad de sustancia que reacciona, y no a su masa (afirmación b). En el caso de la afirmación (c), referida a volúmenes, se relaciona directamente con la cantidad de sustancia, pues se trata de gases medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

La afirmación (a) no tiene sentido.

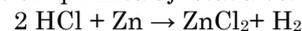
4.



5.



6. La ecuación química ajustada es:



De acuerdo con ella, dos moléculas de cloruro de hidrógeno (o clorano) se combinan con un átomo de cinc, y se obtienen una unidad fórmula de cloruro de cinc y una molécula de dihidrógeno. En términos de cantidad de sustancia, dos moles de cloruro de hidrógeno se combinan con uno de cinc, y se obtienen uno de cloruro de cinc y uno de dihidrógeno.

7. Es falsa. Si nos fijamos en la proporción en la que reaccionan el calcio y el azufre (ley de las



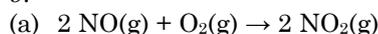
proporciones constantes o ley de Proust), concluimos que quedarán 10.00 g de azufre sin reaccionar; por ello, no se formarán 19.00 g de sulfuro de calcio, sino solo 9.00 g (ley de la conservación de la masa o ley de Lavoisier).

8.

	m _{Mn}	m _{O₂}	m _{Mn} /m _{O₂}
Exp. 1	55 g	32 g	1.72
Exp. 2	71.5	41.6	1.72

Como la relación entre la cantidad de manganeso y dióxígeno en ambas experiencias es la misma, podemos asegurar, por la ley de Proust, que se trata de la misma sustancia, MnO₂.

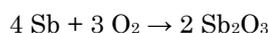
9.



(b) En esta reacción, 2 moléculas de NO reaccionan con 1 molécula de O₂, obteniéndose 2 moléculas de NO₂. Así, reaccionarán las 3000 moléculas de NO con 1500 moléculas de O₂. Al finalizar la reacción, quedará una mezcla de 3000 moléculas de NO₂ que se han formado (las mismas que NO han reaccionado) y 500 moléculas de O₂ que quedan sin reaccionar.

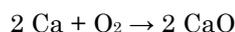
(c) El reactivo limitante es el NO (se consume completamente) y el reactivo en exceso es el O₂.

10.



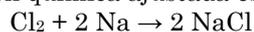
$$m = 25 \text{ g Sb} \cdot \frac{1 \text{ mol Sb}}{121.75 \text{ g Sb}} \cdot \frac{2 \text{ mol Sb}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Sb}} \cdot \frac{291.5 \text{ g Sb}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Sb}_2\text{O}_3} = 29.9 \text{ g Sb}_2\text{O}_3$$

11.



$$m = 10 \text{ g Ca} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{40.1 \text{ g Ca}} \cdot \frac{2 \text{ mol CaO}}{2 \text{ mol Ca}} \cdot \frac{56.1 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} = 14 \text{ g CaO}$$

12. La ecuación química ajustada es:



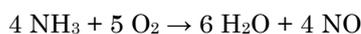
a)

$$m_{\text{Na}} = 25.5 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.4 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{23.0 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} = 10.0 \text{ g Na}$$

b)

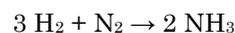
$$V = 10.0 \text{ g Na} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{23 \text{ g Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol Na}} \cdot \frac{22.4 \text{ L Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 4.87 \text{ L Cl}_2$$

13.



$$V = 50 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{22.4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 82.4 \text{ L O}_2$$

14.



$$V = 100 \text{ L NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{22.4 \text{ L NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{22.4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 150 \text{ L H}_2$$

15.



$$m = 100 \text{ g SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_3}{80 \text{ g SO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol SO}_3} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 122.5 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

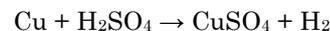
16.

$$\% \text{K} = \frac{39.1 \text{ u K}}{122.55 \text{ u KClO}_3} \cdot 100 = 31.9\%$$

$$\% \text{Cl} = \frac{35.45 \text{ u Cl}}{122.55 \text{ u KClO}_3} \cdot 100 = 28.9\%$$

$$\% \text{O} = \frac{48 \text{ u O}}{122.55 \text{ u KClO}_3} \cdot 100 = 39.2\%$$

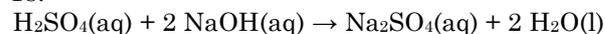
17.



$$m = 2.95 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{159.54 \text{ g CuSO}_4}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 4.80 \text{ g CuSO}_4$$

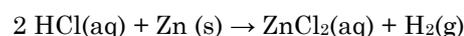
$$m = 2.95 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{63.5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 1.91 \text{ g Cu}$$

18.



$$m = 0.025 \text{ L H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4(\text{aq})}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4(\text{aq})} \cdot \frac{30 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4(\text{aq})}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 11.95 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

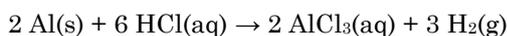
19.





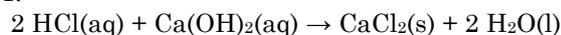
$$V = 30 \text{ mL HCl(aq)} \cdot \frac{1.09 \text{ g HCl(aq)}}{1 \text{ mL HCl(aq)}} \cdot \frac{20 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl(aq)}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{22.4 \text{ L H}_2} \cdot \frac{36.45 \text{ g HCl}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 2.01 \text{ L H}_2$$

20.



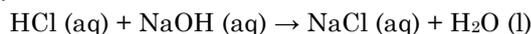
$$V_{\text{HCl(aq)}} = 4.5 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \cdot \frac{6 \text{ mol HCl}}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{1 \text{ L HCl(aq)}}{2 \text{ mol HCl}} = 0.25 \text{ L HCl(aq)}$$

21.



$$m = 0.050 \text{ L HCl(aq)} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl(aq)}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{74.1 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 1.85 \text{ g Ca(OH)}_2$$

22.



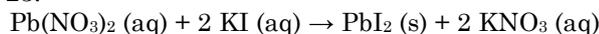
(a)

$$V_{\text{NaOH(aq)}} = 0.15 \text{ L HCl(aq)} \cdot \frac{0.3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl(aq)}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH(aq)}}{0.5 \text{ mol NaOH}} = 0.09 \text{ L NaOH(aq)}$$

(b)

$$m_{\text{Na}} = 0.15 \text{ L HCl(aq)} \cdot \frac{0.3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl(aq)}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{58.45 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 2.63 \text{ g NaCl}$$

23.



(a)

$$V_{\text{Pb(NO}_3)_2\text{(aq)}} = 0.25 \text{ L Pb(NO}_3)_2\text{(aq)} \cdot \frac{2 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{1 \text{ L Pb(NO}_3)_2\text{(aq)}} \cdot \frac{2 \text{ mol KI}}{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ L KI(aq)}}{1.5 \text{ mol KI}} = 0.667 \text{ L KI(aq)}$$

(b)

$$m_{\text{PbI}_2} = 0.25 \text{ L Pb(NO}_3)_2\text{(aq)} \cdot \frac{2 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{1 \text{ L Pb(NO}_3)_2\text{(aq)}} \cdot \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2} \cdot \frac{461 \text{ g PbI}_2}{1 \text{ mol PbI}_2} = 230.5 \text{ g PbI}_2$$

24.

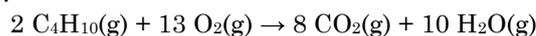


$$n_{\text{O}_2} = 10 \text{ g BaO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaO}_2}{169.3 \text{ g BaO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol BaO}_2} = 0.0295 \text{ mol O}_2$$

La presión del dióxígeno en el recipiente es:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0.0295 \text{ mol} \cdot 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}}{1 \text{ L}} = 0.726 \text{ atm}$$

25.

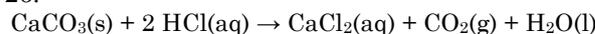


$$V = 100 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{13 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{22.4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 251 \text{ L O}_2$$

$$V = 100 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{8 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{22.4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 154.5 \text{ L CO}_2$$

$$V = 100 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{10 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{22.4 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 193.1 \text{ L H}_2\text{O}$$

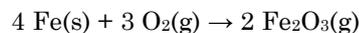
26.



$$m_{\text{CaCl}_2} = 4 \text{ L HCl(aq)} \cdot \frac{30 \text{ g HCl}}{1 \text{ L HCl(aq)}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.45 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{110.9 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 182.6 \text{ g CaCl}_2$$

$$m_{\text{CaCO}_3} = 4 \text{ L HCl(aq)} \cdot \frac{30 \text{ g HCl}}{1 \text{ L HCl(aq)}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.45 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 164.6 \text{ g CaCO}_3$$

27.



$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 2000 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55.85 \text{ g Fe}} \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{159.68 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 2859.1 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

$$m_{\text{reja}} = \frac{90}{1000} \cdot 20000 \text{ g} + 2859.1 = 20859.1 \text{ g}$$

28.



En primer lugar, determinamos la cantidad de sustancia de CO_2 que se ha obtenido en el proceso:



$$n_{CO_2} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 288 \text{ K}} = 0.847 \text{ mol } CO_2$$

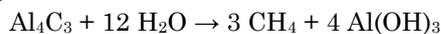
A partir de la proporción estequiométrica de la ecuación química ajustada, se deduce que se partió de 0.847 mol de $CaCO_3$, cuya masa es:

$$m_{CaCO_3} = 0.847 \text{ mol } CaCO_3 \cdot \frac{100 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 84.7 \text{ g } CaCO_3$$

Por tanto, la pureza del mármol es:

$$\frac{84.7 \text{ g } CaCO_3}{125 \text{ g mármol}} \cdot 100 = 67.8\%$$

29. As



En primer lugar, determinamos la cantidad de sustancia de CH_4 que se ha obtenido en el proceso:

$$n_{CH_4} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{800 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 1.25 \text{ L}}{0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}} = 0.0538 \text{ mol } CH_4$$

Por tanto, la masa de Al_4C_3 es:

$$m_{Al_4C_3} = 0.0538 \text{ mol } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } Al_4C_3}{3 \text{ mol } CH_4} \cdot \frac{144 \text{ g } Al_4C_3}{1 \text{ mol } Al_4C_3} = 2.58 \text{ g } Al_4C_3$$

Por tanto, la pureza es:

$$\frac{2.58 \text{ g } Al_4C_3 \text{ puro}}{3 \text{ g } Al_4C_3 \text{ impuro}} \cdot 100 = 86\%$$

30. (a) De la ecuación química ajustada se deduce que por cada mol de SnO_2 se necesitan 2 mol de C. Por tanto, si tenemos en el reactor 3 mol de SnO_2 , se necesitarán 6 mol de C (con lo que sobrará 1 mol de C). El reactivo limitante es el SnO_2 , pues se consume completamente.

(b) En este caso se han elegido unos valores en los que no es tan directo hacer el razonamiento del caso anterior. Así pues, voy a elegir un reactivo, al azar, y voy a ver si es limitante o no. Supongamos que el reactivo limitante es el O_2 (los 7 mol de O_2 se consumen). Se necesitan del P:

$$n_P = 7 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{4 \text{ mol } P}{5 \text{ mol } O_2} = 5.6 \text{ mol } P$$

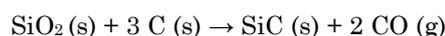
Así pues, para que reaccionen los 7 mol de O_2 se necesitan 5.6 mol de P (que los hay), y sobran 0.4 mol de P. Por tanto, el reactivo limitante es el O_2 .

(d) Siguiendo con el análisis anterior, suponemos que el reactivo limitante es el Fe (los 3 mol de Fe se consumen). Se necesitan del Br_2 :

$$n_{Br_2} = 3 \text{ mol } Fe \cdot \frac{3 \text{ mol } Br_2}{2 \text{ mol } Fe} = 4.5 \text{ mol } Br_2$$

Que es, precisamente, lo que hay. Por tanto, ambos están en las cantidades estequiométricas necesarias (ambos son limitantes) y no sobra nada.

31. La reacción química que tiene lugar es:



Se trata de un problema de reactivo limitante (RL), pues nos dan las masas de los dos reactivos y lo más normal es que sus proporciones no sean estequiométricas; es decir, un reactivo se consumirá completamente (es el reactivo limitante, que gobierna la reacción) y del otro se consumirá una parte y el resto sobrará.

Para saber cuál es el RL, se procede así: se elige un reactivo (al azar) y se determina la cantidad del segundo reactivo necesario para que reaccione completamente el reactivo limitante. Si hay suficiente del segundo reactivo, el RL es el elegido. Si no hubiese suficiente, el RL es el segundo reactivo. Procedamos:

Supongamos que el RL es el SiO_2 . Calculamos la cantidad de C necesario para que reaccione todo el SiO_2 :

$$m_C = 10 \text{ g } SiO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } SiO_2}{60.1 \text{ g } SiO_2} \cdot \frac{3 \text{ mol } C}{1 \text{ mol } SiO_2} \cdot \frac{12 \text{ g } C}{1 \text{ mol } C} = 6 \text{ g } C$$

Puede observarse, que para que reaccionen completamente 10 g de SiO_2 , se necesitan 6 g de C (y tenemos 10 g), por lo que el RL es el SiO_2 . (Como puede verse, hemos acertado a la primera cuál es el RL. Imaginemos que hubiesen salido 11 g de C en lugar de 6 g; como sólo se pusieron 10 g, es imposible que todo el SiO_2 hubiera reaccionado, pues necesita más C de lo que hay. En ese caso, el RL habría sido el C).

Así, se obtendrán:

$$m_{SiC} = 10 \text{ g } SiO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } SiO_2}{60.1 \text{ g } SiO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } SiC}{1 \text{ mol } SiO_2} \cdot \frac{40.1 \text{ g } SiC}{1 \text{ mol } SiC} = 6.67 \text{ g } SiC$$

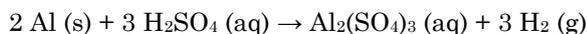
Así pues, 10 g de SiO_2 reaccionan con 6 g de C para dar 6.67 g de SiC.

Y, aunque no se pide en el enunciado, la cantidad de C que sobra es:

$$m_C \text{ sobrante} = 10 \text{ g} - 6 \text{ g} = 4 \text{ g}$$



32. La ecuación química ajustada es:



Se trata de un problema de reactivo limitante (RL), al darnos cantidades de los dos reactivos, que probablemente no estarán en las cantidades estequiométricas adecuadas.

Supongamos que el RL es el aluminio (es decir, suponemos que todo el aluminio reacciona). La cantidad de ácido sulfúrico necesaria es:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 6 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol Al}} \\ = 0.33 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Y hemos añadido sólo:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0.05 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ (aq)} \cdot \frac{0.15 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ (aq)}} \\ = 7.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Como no hay suficiente ácido sulfúrico, no puede reaccionar todo el aluminio añadido. Por tanto, el RL es el ácido sulfúrico.

(a) El volumen de H_2 formado será:

$$n_{\text{H}_2} = 7.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{3 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \\ = 7.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$$

Aplicando la ley de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{7.5 \cdot 10^{-3} \cdot 0.082 \cdot 293}{1} = 0.18 \text{ L H}_2$$

(b) La cantidad de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ será:

$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 7.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \\ \cdot \frac{342 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} \\ = 0.86 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

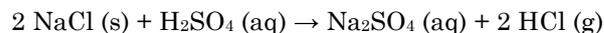
(c) El reactivo en exceso es el aluminio. Determinamos primero la cantidad que va a reaccionar con el ácido sulfúrico:

$$m_{\text{Al}} = 7.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} \\ = 0.14 \text{ g Al}$$

Y sobran:

$$m_{\text{Al sobrante}} = 6 \text{ g} - 0.14 \text{ g} = 5.86 \text{ g}$$

33. (a) La ecuación química ajustada es:



(b) El RL puede ser el cloruro de sodio (del que se añaden 20.0 g) o el ácido sulfúrico (no se indica en el enunciado cuanto se añadió).

Empezamos suponiendo que el RL es el NaCl. La cantidad de HCl que se obtendría sería:

$$m_{\text{HCl}} = 20.0 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{2 \text{ mol NaCl}} \\ \cdot \frac{36.5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 12.5 \text{ g HCl}$$

Esta cantidad teórica es superior a la que se obtiene. Por tanto, el NaCl está en exceso. El RL es el ácido sulfúrico.

La cantidad de H_2SO_4 que reacciona lo calculamos a partir del HCl obtenido:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 5.60 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol HCl}} \\ \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 7.52 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

La cantidad de NaCl que reacciona es:

$$m_{\text{NaCl}} = 5.60 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{2 \text{ mol HCl}} \\ \cdot \frac{58.5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 9 \text{ g NaCl}$$

Reaccionan 9 g de NaCl y sobran:

$$m_{\text{NaCl sobrante}} = 20 \text{ g} - 9 \text{ g} = 11 \text{ g NaCl}$$

(c) La molaridad es:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{5.60 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}}}{1 \text{ L}} = 0.15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ = 0.15 \text{ M}$$

(e) Determinamos, en primer, el número de moles de HCl:

$$n_{\text{HCl}} = 5.60 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} = 0.15 \text{ mol HCl}$$

A partir de la ley de los gases ideales:

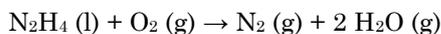
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0.15 \cdot 0.082 \cdot 308}{1.03} = 3.68 \text{ L HCl}$$

(f) Aunque podemos aplicar la expresión anterior, cambiando las condiciones de presión y temperatura, podemos calcular el volumen de HCl en c.n. teniendo en cuenta el concepto de volumen molar:



$$V_{HCl} = 0.15 \text{ mol HCl} \cdot \frac{22.4 \text{ L HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 3.36 \text{ L HCl}$$

34.



(a) En primer lugar, determinamos el reactivo limitante. Para ello, determinamos el número de moles de las sustancias reactivos:

$$n_{N_2H_4} = 1000 \text{ g } N_2H_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2H_4}{32 \text{ g } N_2H_4} = 31.25 \text{ mol } N_2H_4$$

$$n_{O_2} = 1000 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} = 31.25 \text{ mol } O_2$$

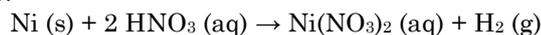
Podemos observar que tenemos el mismo número de moles de hidracina y de dioxígeno (31.25 mol) y como la proporción estequiométrica es 1:1 (ver ecuación ajustada), ambos reactivos se consumirán completamente.

Así, el volumen de dinitrógeno que se obtiene es:

$$V_{N_2} = 31.25 \text{ mol } N_2H_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{1 \text{ mol } N_2H_4} \cdot \frac{22.4 \text{ L } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 700 \text{ L } N_2$$

(b) Como ya se ha comentado en el apartado (a), no sobre ningún reactivo (están en las cantidades estequiométricas adecuadas).

35.



(a) Para saber cuál es el reactivo limitante, pasamos los datos del anunciado a cantidad de sustancia (mol):

$$n_{Ni} = 23.5 \text{ g } Ni \cdot \frac{1 \text{ mol } Ni}{58.7 \text{ g } Ni} = 0.400 \text{ mol } Ni$$

$$n_{HNO_3} = 0.278 \text{ L } HNO_3(aq) \cdot \frac{2 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ L } HNO_3(aq)} = 0.556 \text{ mol } HNO_3$$

Teniendo en cuenta la proporción estequiométrica de los reactivos en la ecuación química ajustada (1 mol de Ni por cada 2 mol de HNO₃, se observa que el reactivo limitante es el HNO₃ (para que reaccione completamente, se necesitan 0.278 mol de Ni (y hemos puesto más: 0.400 mol Ni):

Así:

$$m_{Ni(NO_3)_2} = 0.556 \text{ mol } HNO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } Ni(NO_3)_2}{2 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{182.7 \text{ g } Ni(NO_3)_2}{1 \text{ mol } Ni(NO_3)_2} = 50.79 \text{ g } Ni(NO_3)_2$$

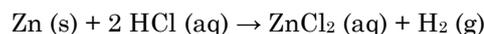
(b) El volumen de H₂ a 20 °C y 912 mmHg es:

$$n_{H_2} = 0.556 \text{ mol } HNO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } HNO_3} = 0.278 \text{ mol } H_2$$

Y, a partir de la ecuación general de los gases:

$$V_{H_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0.278 \text{ mol} \cdot 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}}{912 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}} = 5.57 \text{ L } H_2$$

36.



En primer lugar, debemos determinar el reactivo limitante:

$$n_{Zn} = 20 \text{ g } Zn \text{ impuro} \cdot \frac{80 \text{ g } Zn \text{ puro}}{100 \text{ g } Zn \text{ impuro}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Zn}{65.4 \text{ g } Zn} = 0.245 \text{ mol } Zn$$

$$n_{HCl} = 0.06 \text{ L } HCl (aq) \cdot \frac{5 \text{ mol } HCl}{1 \text{ L } HCl (aq)} = 0.3 \text{ mol } HCl$$

A partir de la proporción estequiométrica de la ecuación química ajustada (1 mol de Zn reacciona con 2 mol de HCl), se deduce que el reactivo limitante es el HCl, pues necesita 0.15 mol de Zn para reaccionar y tenemos más: 0.245 mol).

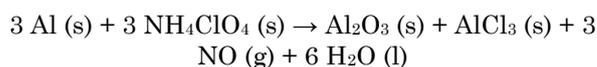
A continuación, se determina el número de moles de H₂ que se producirán:

$$n_{H_2} = 0.3 \text{ mol } HCl \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } HCl} = 0.15 \text{ mol } H_2$$

Que, en las condiciones del enunciado del problema, ocuparán un volumen de:

$$V_{N_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0.15 \text{ mol} \cdot 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0.95 \text{ atm}} = 3.86 \text{ L } H_2$$

37. Se trata de un problema en el que participan los conceptos de reactivo limitante y rendimiento de la reacción. En primer lugar, escribimos la ecuación química ajustada:





A continuación, se determina el reactivo limitante, a partir de los datos del enunciado y de la estequiometría de la ecuación:

$$n_{Al} = 5.75 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} = 0.213 \text{ mol Al}$$

$$n_{NH_4ClO_4} = 7.32 \text{ g } NH_4ClO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4ClO_4}{117.45 \text{ g } NH_4ClO_4} = 0.062 \text{ mol } NH_4ClO_4$$

Se deduce que el reactivo limitante es el perclorato de amonio, pues por cada mol de éste, se necesita un mol de aluminio (del que hay de sobra):

Así:

$$m_{AlCl_3} = 0.062 \text{ mol } NH_4ClO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } AlCl_3}{3 \text{ mol } NH_4ClO_4} \cdot \frac{133.35 \text{ g } AlCl_3}{1 \text{ mol } AlCl_3} = 2,76 \text{ g } AlCl_3$$

El rendimiento del proceso es:

$$\frac{1.87 \text{ g } AlCl_3 \text{ real}}{2.76 \text{ g } AlCl_3 \text{ teórico}} \cdot 100 = 67.8\%$$

38. (a) Tardará más en quemarse el carbón en un trozo. Mientras más dividido esté un reactivo sólido mayor número de moléculas podrán chocar con las de los otros reactivos (en este caso con las moléculas de dióxigeno) y mayor será la velocidad de reacción, por lo que tardará menos en quemarse.

(b) Las sustancias que forman el medicamento pueden participar en reacciones químicas no deseables que cambien su naturaleza. Esas reacciones químicas son más rápidas cuanto mayor es la temperatura, por lo que el medicamento se deteriora más rápidamente en un lugar en el que la temperatura es alta que en otro lugar en el que la temperatura es baja.

(c) El papel de los catalizadores es aumentar la velocidad de reacción. En este caso, se trata de aumentar la velocidad de la reacción: $2 \text{ CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO}_2$, de forma que salga por el tubo de escape dióxido de carbono en lugar de monóxido de carbono, que es una sustancia muy tóxica.

(d) Las reacciones que ocurren en el interior de una pila son exoenergéticas. En este caso la energía que cede la reacción permite las transformaciones que ocurren en el circuito.

(e) La electrólisis es un fenómeno químico que necesita un aporte de energía, en este caso es

energía aportada por la pila o generador. Es un fenómeno endoenergético.

39. (a) Se pondrá rojo, pues si el pH = 2 se trata de una disolución ácida, que da ese color al papel indicador.

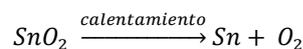
(b) La disolución ácida atacará al mármol de la mesa desprendiéndose dióxido de carbono, CO_2 .

(c) El ácido atacará al hierro, desprendiéndose dihidrógeno.

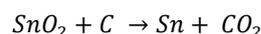
(d) Al oro no le pasará nada ya que no es atacado por los ácidos, sólo es atacado por el agua regia.

(e) Un pH = 7 significa que la disolución es neutra. Dado que la disolución original es ácida se debe añadir una sustancia básica, por ejemplo, hidróxido de sodio, hasta que se neutralice todo el ácido que había en la disolución ácida original.

40. Una posibilidad para obtener estaño a partir de dióxido de estaño sería una descomposición térmica. Al calentar a alta temperatura el dióxido de estaño dará lugar a estaño y dióxigeno.

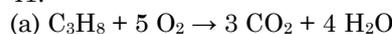


Otra posibilidad, que es la que se utiliza industrialmente, es a través de una reacción con una sustancia que pueda «quitarle» el oxígeno al estaño. Esa sustancia puede ser carbón. La ecuación química será:



El estaño obtenido por este procedimiento hay que purificarlo, lo que se hace por un procedimiento electrolítico.

41.



(b)

$$m = 4.4 \text{ g } C_3H_8 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44 \text{ g } C_3H_8} \cdot \frac{4 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_3H_8} \cdot \frac{18 \text{ g}}{1 \text{ mol } H_2O} = 7.2 \text{ g } H_2O$$

El punto de ebullición de ese agua será 100°C , ya que se trata de una propiedad característica.

(c)

$$n = 2000 \text{ g } C_3H_8 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44 \text{ g } C_3H_8} \cdot \frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} = 136.36 \text{ mol } CO_2$$



$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{136.36 \cdot 0.082 \cdot 293}{1.076} = 3044.8 \text{ L CO}_2$$

(d) El proceso de combustión del butano es exotérmico. En el proceso se emite luz y da lugar a un aumento de temperatura. Los productos obtenidos tendrán menos energía que los reactivos, ya que han cedido energía.

42. (a) Calculamos la velocidad de reacción referida al cinc: $12 \text{ g}/300 \text{ s} = 0.04 \text{ g/s}$.

(b) Para aumentar la velocidad de reacción podríamos calentar a una temperatura mayor, o triturar previamente el cinc, aumentar la concentración del ácido clorhídrico o poner un catalizador adecuado, aunque en este caso no sea rentable el catalizador.

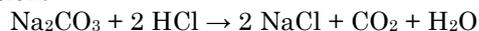
(c) El aumento de temperatura supone un aumento de la velocidad de las moléculas lo que hace que los choques sean más efectivos.

43. (a) El papel indicador se pone azul con la sosa cáustica. La fenolftaleína en medio básico es violeta.

(b) Las sustancias básicas no reaccionan con los metales ni con el carbonato de calcio.

(c) El pH será mayor de 7, como ocurre con las disoluciones básicas. El pH puede ser 12, por ejemplo, aunque ese valor dependerá de la concentración.

44. (a) En primer lugar, la ecuación química nos sirve para simbolizar un determinado proceso químico en el lenguaje preciso que utiliza la Química. Para esto no es necesario ajustar la reacción.



En segundo lugar, la ecuación representa a nivel teórico, una explicación de lo que ocurre, de por qué desaparecen unos reactivos, al desaparecer sus moléculas, y aparecen unos productos, al formarse sus moléculas.

Aquí ya es necesario ajustar la reacción si queremos hacer una descripción cuantitativa. La necesidad del ajuste la debemos relacionar con la ley de conservación de la masa y con la interpretación atómica. Finalmente, podemos pensar en la relación entre las cantidades de las sustancias que intervienen cuando utilizamos uno o varias constantes de Avogadro de partículas.

En un nivel macroscópico, gracias al concepto de mol y a la ecuación de estado de los gases, podemos establecer la relación entre masas o volúmenes (en el caso de gases) a partir de la ecuación de la reacción química que estudiamos.

Cabe hacer una reflexión sobre si las fórmulas escritas representan moléculas u otro tipo de especies químicas como iones en el caso del cloruro de sodio y el carbonato de sodio.

Los siguientes apartados son ejercicios de cálculos estequiométricos donde aplicarán las ideas anteriores a partir de la ecuación química. Los resultados que se deben obtener son:

(b) Se necesitan 4 moles de ácido clorhídrico y se obtendrán 4 moles de cloruro de sodio;

(c) Se necesitarán 0.0172 kg de ácido clorhídrico y se obtendrán 0.0104 kg de dióxido de carbono y 0.0042 kg de agua.

(d) Se producen 5608 mL de dióxido de carbono y poco más de 4 mL de agua, ya que el agua estará líquida.

(e) Se necesitan 236 mL de ácido clorhídrico 2 M.