

Reacciones Químicas

(Bloque B)

1. Cuando el cinc reacciona con el ácido clorhídrico se obtiene cloruro de cinc y gas hidrógeno. Calcular: a) los moles de ácido clorhídrico puro necesarios para que reaccionen totalmente 3,27 g de cinc puro; b) el volumen de gas hidrógeno, medido en c.n., que se obtendrá con las cantidades indicadas. Masa atómica del cinc = 65,4.

Sol.: a) 0,1 moles de HCl; b) 1,12 L de gas H₂.

2. Por descomposición térmica del clorato de potasio se obtiene cloruro de potasio y gas oxígeno. Determinar los gramos de clorato de potasio puro necesarios para producir 2,24 L de gas oxígeno, medidos en c.n. Masas atómicas: K = 39,1; Cl = 35,5; O = 16.

Sol.: 8,17 g.

3. La combustión de propano produce gas dióxido de carbono y agua. Calcular el volumen mínimo de gas oxígeno, medido a 790 mm Hg y 27° C, para la combustión completa de 880 g de gas propano. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol.: $2,37 \cdot 10^3$ L.

4. Calcular el volumen de oxígeno, medido en c.n., necesario para la combustión total de 12 Kg de gas butano. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol.: 30,1 m³.

5. A partir de la reacción de formación de agua, a partir de hidrógeno y oxígeno, calcular los gramos de agua formados al mezclar 60 g de hidrógeno con 180 g de oxígeno. Masas atómicas: O = 16 ; H=1

Sol.: 202,5 g.

6. A 27° C y 1 at de presión, se produce la reacción entre el dióxido de azufre y el oxígeno para dar trióxido de azufre. Determinar el volumen de SO₃ obtenido, medido en las mismas condiciones de presión y temperatura, en los siguientes casos: a) si utilizamos 2 moles de SO₂ y 2 moles de O₂; b) si usamos 3 moles de SO₂ y 1,5 moles de O₂; c) si partimos de 5 moles de SO₂ y 2 moles de O₂, d) cuando usamos 160 mL de SO₂ y 70 mL de O₂.

Sol.: a) 49,2 L; b) 73,8 L; c) 98,4 L; d) 140 mL.

7. El gas amoníaco se obtiene por la reacción entre el gas nitrógeno y el gas hidrógeno. Calcular, en cada caso, los gramos de amoníaco formados y los gramos de reactivo sobrante, si utilizamos: a) 6 g de gas hidrógeno y 14 g de gas nitrógeno; b) 6 g de gas hidrógeno y 28 g de gas nitrógeno; c) 6 g de gas hidrógeno y 30 g de gas nitrógeno. Supóngase en todos los casos que el rendimiento de la reacción es total. Masas atómicas: N = 14; H = 1.

Sol.: a) 17 g de NH₃ y sobran 3 g de gas hidrógeno;
b) 34 g de NH₃ y no sobra ningún reactivo;
c) 34 g de NH₃ y sobran 2 g de gas nitrógeno.

8. El KOH reacciona con el H₂SO₄ para dar K₂SO₄ y H₂O. Determinar la masa de agua que se producirá al tratar 100 mL de una disolución de KOH, al 25% en masa y

densidad $1,10 \text{ g/cm}^3$, con exceso de ácido. Masas atómicas: K = 39,1; S = 32; O = 16; H = 1.

Sol.: 8,82 g de agua.

9. a) Calcular el volumen de oxígeno, medido en c.n., necesario para la combustión total de 12 Kg de gas butano. b) Sabiendo que el aire contiene un 20 % de oxígeno en volumen, calcular el volumen de aire necesario para la combustión anterior. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol.: a) $30,1 \text{ m}^3$. b) $150,5 \text{ m}^3$.

10. Calcular el volumen mínimo de aire, medido a 27°C y 1,1 at, necesario para la combustión total de 580 g de butano puro, sabiendo que el aire contiene un 21 % de oxígeno en volumen. Masas atómicas C = 12; H = 1.

Sol.: $6,92 \text{ m}^3$.

11. Calcular los mL de disolución 3 M de NaOH necesarios para reaccionar exactamente con 100 mL de disolución de ácido clorhídrico del 35 % y densidad $1,18 \text{ g/cm}^3$.

Sol.: 377,3 mL.

12. Por tostación (reacción con el oxígeno) del HgS se obtiene gas SO_2 y mercurio líquido. Se tuesta 1 Kg de cinabrio, mineral que contiene un 80 % de HgS. Determinar: a) Los gramos de mercurio que se obtendrán; b) El volumen de mercurio líquido, si la densidad de éste es 13600 Kg/m^3 , c) El volumen mínimo de oxígeno, medido en c.n., que necesitamos; d) el volumen mínimo de aire, medido en las mismas condiciones, si contiene un 20 % en volumen de oxígeno. Masas atómicas: Hg = 200,6; S = 32.

Sol.: a) 690 g; b) $50,7 \text{ cm}^3$; c) 77 L; d) 385,2 L.

13. Se hacen reaccionar 600 g de caliza, con una pureza del 60 % en carbonato de calcio, con exceso de disolución de ácido clorhídrico, produciendo cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Calcular: a) los gramos de cloruro de calcio obtenidos; b) el volumen de dióxido de carbono, medido en c.n., que se produce; c) si la reacción se llevase a cabo a 740 mm Hg y 27°C , el volumen que ocupará el dióxido de carbono; d) si la disolución de ácido clorhídrico es 4 M, el volumen gastado para la reacción. Masas atómicas: Ca = 40; C = 12 ; O = 16 ; Cl = 35,5 ; H = 1.

Sol.: a) 396 g ; b) 80, 64 l ; c) 90,95 l ; d) 1,8 l.

14. La blenda es un mineral de sulfuro de cinc. Por tostación (reacción con oxígeno) se produce dióxido de azufre y óxido de cinc. Calcular la pureza en sulfuro de cinc de una blenda, sabiendo que la tostación de 13 g de mineral producen 2,5 litros de gas dióxido de azufre, medidos a 1 at y 27°C . Masas atómicas: Zn = 65,4; S = 32.

Sol.: 75 %.

15. Hacemos reaccionar 200 cm^3 de benceno líquido, cuya densidad es $0,9 \text{ g/cm}^3$, con un exceso de bromo, obteniéndose 217,4 g de bromobenceno y cierta cantidad de ácido bromhídrico. Determinar el rendimiento en la producción de bromobenceno. Masas atómicas: Br = 80; C = 12; H = 1.

Sol.: 60 %.