

1. Calcular cuál es la masa, expresada en gramos, de una molécula de glucosa.
2. Calcular cuántos átomos de carbono e hidrógeno forman las moléculas existentes en 10 g de butano.
3. Se han mezclado 100 cm<sup>3</sup> de helio a 150°C y 1.10<sup>4</sup> Pa. Calcular cuál será el volumen que ocupará dicho gas en condiciones normales (cn)
4. Un recipiente cerrado de 10,0 dm<sup>3</sup> contiene nitrógeno a 250°C y 1000 Pa. Calcular: a) el número de moléculas de nitrógeno que contiene el recipiente; b) la masa del nitrógeno; c) la densidad del gas en las condiciones de presión y temperatura indicadas y su densidad en cn.
5. El benceno es un líquido a temperatura ordinaria. Su densidad a 20°C es de 878 Kg/m<sup>3</sup>. El benceno arde con el oxígeno obteniéndose dióxido de carbono y vapor de agua. Si se queman 200 cm<sup>3</sup> de benceno a 20°C, calcular: a) el volumen de aire necesario para su combustión, medido a 20°C y 1.10<sup>5</sup> Pa; b) la masa de dióxido de carbono obtenido; c) el número de moléculas de vapor de agua obtenidas. Dato: el aire contiene un 21% en volumen de oxígeno.
6. Escribir la ecuación química correspondiente a la combustión del propano.
7. El cloruro de amonio reacciona en caliente con una solución de hidróxido de calcio y se obtiene amoniaco, cloruro de calcio y agua. a) escribir la ecuación química correspondiente; b) al reaccionar con un exceso de hidróxido de calcio una muestra de 3,00 g de cloruro amónico comercial impurificado con cloruro de potasio, se obtienen 1,27 litros de amoniaco medidos a 20°C y 1.10<sup>5</sup> Pa. Calcular el tanto por ciento de impurezas de la muestra analizada.
8. El nitrato de sodio y el de potasio, se utilizan como abonos nitrogenados. Calcular cuál de los dos contiene mayor porcentaje en masa de nitrógeno.
9. Una muestra de 1,35 g de un elemento metálico contiene 3,01.10<sup>22</sup> átomos. ¿Cuál es el peso atómico de este elemento?
10. Un litro de gas a 0°C y 1,01.10<sup>5</sup> Pa tiene una masa de 1,9 g. ¿Cuál es el peso molecular del gas?
11. Un trozo de hierro de 10 g expuesto a la intemperie aumenta 0,5 g. Suponiendo que solo se haya formado óxido de hierro (III), ¿que masa de hierro quedará sin oxidar?
12. Supóngase la reacción:  $Zn_{(sol)} + 3/2 O_{2(gas)} \rightarrow ZnO_{(sol)} + SO_{2(gas)}$ . Se hacen reaccionar 10g de sulfuro con 20 litros de oxígeno medidos en cn. Calcular el volumen de gases que se tendrá en cn. cuando se hayan obtenido 5,0 g de óxido de cinc.

13. En determinadas condiciones de presión y temperatura el Xe reacciona con el flúor obteniéndose tetrafluoruro de xenón. Un recipiente contiene inicialmente 19,2 g de flúor y 26,3 g de xenón. Una vez los gases han reaccionado, se obtienen 38,4 g de tetrafluoruro de xenón. Calcular el rendimiento de la reacción.
14. El símbolo  $\text{Cl}_2$ , ¿qué significa? Si la masa atómica del cloro es 35,5, ¿cuántos gramos son un mol de cloro molecular?
15. El aluminio reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de aluminio y desprendiendo gas hidrógeno. Escribe la ecuación ajustada.
16. ¿Cuántos moles de oxígeno se obtienen a partir de 100 g de Óxido de Mercurio en la reacción  $\text{HgO} \rightarrow \text{O}_2 + \text{Hg}$ ?
17. ¿Cuántos gramos de mercurio se obtienen a partir de 5 moles de óxido de la reacción anterior?
18. ¿Cuántos gramos de  $\text{HgO}$  son necesarios para obtener 20 g de oxígeno en la reacción anterior?
19. Calcular el volumen de hidrógeno, medido a 3 atm. y 22°C, que se obtiene al reaccionar 100 g de Zn con exceso de ácido clorhídrico.
20. Se hacen reaccionar 100 g de hidrógeno con 100 g de oxígeno para formar agua. ¿Cuántos gramos de agua se forman?
21. El K reacciona con el agua produciendo hidróxido potásico y desprendiendo hidrógeno. Escribe la ecuación química ajustada.
22. ¿Qué volumen ocupan 10 g de hidrógeno medidos en condiciones normales?
23. ¿Cuántos moles de oxígeno se necesitan para hacer reaccionar 10 moles de hidrógeno y formar agua?
24. Se ponen a reaccionar 100 g de Cinc con 100 g de Ác. Sulfúrico. Determinar el número de moles de hidrógeno formados.
25. Al quemarse el carbono se da la reacción: Carbono + Oxígeno  $\rightarrow$  Dióxido de Carbono. Determinar el número de gramos de carbono necesarios para producir  $8 \cdot 10^{23}$  moléculas del óxido.
26. Si partimos de 1 tonelada de piritita ( $\text{FeS}_2$ ), el máximo número de Kg de hierro metálico que podemos obtener es...
27. El aire es una mezcla de gases que contiene un 21% en volumen de oxígeno. El volumen de aire necesario, medido en CN, para quemar un mol de metano es...

28. El dióxido de azufre reacciona con el oxígeno para dar trióxido de azufre. ¿Qué volumen del dióxido medido a 400°C y 1 atm. es necesario para obtener 100 g del trióxido?
29. Calcula la cantidad de cal viva CaO que puede prepararse mediante la descomposición de 200 Kg de caliza con una pureza del 95% en carbonato cálcico. En la reacción también se obtiene dióxido de carbono.
30. Se introducen 13,5 g de aluminio en 500 ml de una disolución 1,7 M de ácido sulfúrico. Sabiendo que uno de los productos es hidrógeno, calcula: a) cantidad de ácido que queda sin reaccionar; b) volumen de gas obtenido.
31. En la combustión de una determinada cantidad de propano, se obtiene 28,6 g de dióxido de carbono, calcula: a) volumen de oxígeno en c.n. necesario; b) masa de propano consumida; c) cantidad de agua (en mol) consumida.
32. El carbonato de calcio de las rocas calizas se descompone, al ser calentado en CaO y dióxido de carbono. Calcula: a) la cantidad de CaO que se puede obtener a partir de la descomposición de 1 Kg de roca que contiene un 70% de carbonato; b) volumen de dióxido de carbono obtenido a 17°C y 740 mm Hg.
33. La reacción entre el sulfuro de hierro (II) y una disolución de HCl produce cloruro de hierro (II) y sulfuro de hidrógeno gaseoso. Calcula el volumen que se forma de este gas cuando reaccionan totalmente 10 ml de disolución 1 M de HCl con exceso de FeS. Supón que el proceso tiene lugar en c.n.
34. Al reaccionar 500 g de nitrato de plomo (II) con 920 g de KI, se obtienen 600 g de yoduro de plomo (II), así como nitrato de potasio. Calcula el rendimiento de la reacción.