

QUÍMICA 1º BACHILLERATO. Estequiometría

1. El oxígeno se puede obtener en el laboratorio calentando clorato de potasio, que se descompone dando oxígeno y cloruro de potasio. Calcula la masa de clorato que será necesario descomponer para la obtención de 200 ml de oxígeno medido en condiciones normales.
Sol: 0'73 g
2. Calcula la masa de aluminio necesaria para obtener 10 litros de hidrógeno, medido a 20°C y 700 mm de Hg, cuando se le hace reaccionar con un exceso de ácido sulfúrico. En la reacción se obtiene sulfato de aluminio e hidrógeno.
Sol: 6'9 g
3. El dióxido de titanio reacciona con el aluminio dando óxido de aluminio y titanio. Calcula la cantidad de aluminio necesaria para obtener todo el titanio contenido en 200 kg de un producto con una riqueza del 43% en dióxido de titanio.
4. El carbonato de plomo (II) se descompone por el calor, en óxido de plomo (II) y dióxido de carbono. Calcula la masa de un mineral que contiene un 85 % de carbonato de plomo (II) que será necesario emplear para obtener 5'0 litros de dióxido de carbono, medido en condiciones normales.
5. El ácido clorhídrico reacciona con el hierro, dando cloruro de hierro (II) e hidrógeno.
 - a) Calcula el volumen de una disolución de ácido clorhídrico del 17 % y densidad 1'08 g/ml que, al reaccionar con un exceso de hierro, produce 50 litros de hidrógeno, a 20 °C y 720 mm de Hg.
 - b) ¿Qué volumen de disolución deberíamos emplear para obtener la misma cantidad de hidrógeno si el rendimiento del proceso fuera del 90%?
6. Calcula cuántos moles de óxido de fósforo (V) pueden obtenerse a partir de 2 gramos de fósforo y 5 gramos de oxígeno.
Sol: 0'032 moles
7. Calcula cuántos gramos de hidróxido de sodio se necesitan para neutralizar 100ml de ácido sulfúrico 0'1 molar.
Sol: 0'8 g
8. Un recipiente contiene una mezcla de 100 ml de hidrógeno y 100 ml de oxígeno, se hace saltar una chispa y se forma vapor de agua. Suponiendo que todos los gases están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, calcula:
 - a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
 - b) ¿Qué volumen de agua se formó?
 - c) ¿Qué volumen de reactivo quedó sin reaccionar?
9. Un trozo de hierro de 10 gramos de masa aumenta 0'5 g. Suponiendo que sólo se ha formado óxido de hierro (III), ¿qué masa de hierro quedó sin reaccionar?
Sol: 8'8 g
10. Escribe la ecuación de combustión del propano y calcula:
 - a) los moles de CO₂ obtenidos en la combustión de 1'01 L de propano medidos a 1 atm y 25 °C.
 - b) El volumen de oxígeno medido en esas condiciones necesario para quemar todo el propano.
 - c) La energía desprendida en la combustión. (Busca los datos necesarios en una tabla)
11. Calcula cuántos litros de CO₂ medidos en condiciones normales, pueden obtenerse por descomposición térmica de 200 g de carbonato de magnesio del 90% de riqueza en masa. Los productos de la reacción son CO₂ y óxido de magnesio.
Sol: 48 L
12. Se hacen reaccionar 10 g de sulfuro de cinc con 20 litros de oxígeno medidos en c n, obteniéndose como productos de la reacción óxido de cinc y dióxido de azufre. Calcula el volumen de gases (medido en c n) que se tendrá cuando se hayan obtenido 5 g de óxido de cinc.
Sol: 19'3 L
13. El monóxido de nitrógeno se hace reaccionar con oxígeno, se oxida y se obtiene dióxido de nitrógeno.
 - a) Escribe la ecuación química correspondiente.
 - b) Si por oxidación de 100 g de monóxido de nitrógeno se obtienen 100 g de dióxido ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción?
Sol: 65 %
14. Se dispone de $1'2 \cdot 10^{24}$ moléculas de hidrógeno, 1 mol de átomos de azufre y 60 g de oxígeno. Si reaccionan para formar ácido sulfúrico calcula cuantos gramos se pueden obtener.

Sol: 91'9 g

15. Se desea calcular la pureza de una muestra de hidróxido de potasio. Para ello se pesa un gamo de muestra y se disuelve en agua hasta obtener 100 ml de disolución. De la disolución obtenida se miden 10 ml y se neutralizan con ácido sulfúrico 0'1 M, gastándose en la neutralización 8 ml de ácido. ¿Cuál es la riqueza de la muestra de hidróxido?

Sol: 90%

16. En un matraz dejamos caer una disolución de ácido clorhídrico sobre 100 g de mármol que contiene un 60% de carbonato de calcio. Calcula:

- La cantidad de cloruro de calcio obtenido.
- El volumen de CO_2 que se producirá. (20 °C y 750 mmHg).
- El volumen de disolución de HCl 2 M consumido.

Sol: 66'6 g, 14'6 litros, 0'6 litros

17. El hidrógenocarbonato (bicarbonato) de sodio puede obtenerse mediante la siguiente reacción:

Amoníaco (g) + dióxido de carbono (g) + agua (l) + cloruro de sodio (ac) $\rightarrow$ hidrógenocarbonato de sodio (s) + cloruro de amonio (ac)

Calcula el volumen de amoníaco, medido a 25 °C y 2 atm, que se necesitará para preparar 1 kg de hidrógenocarbonato de sodio, suponiendo un rendimiento de 50%.

Sol: 290 litros

18. Cuando se calienta cloruro de hierro (III) hexahidratado, se transforma en la sal anhidra y agua. Calcula

- El porcentaje de agua que pierde cuando se transforma en la sal anhidra.
- Los gramos de sal hidratada que deberán calentarse para obtener 500 g de sal anhidra.
- El volumen de vapor de agua que se recogería, a 150°C y 3 atm, al calentar la sal hidratada en la transformación anterior.

Sol: 39'94%, 838'2 g de sal hidratada, 217'2 litros de vapor

19. Se quema al aire libre 1 kg de mineral cuya riqueza en carbono es 90 %. Calcula:

- El volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, formado en la combustión completa del mineral.
- El volumen de aire necesario para la combustión. (El aire contiene un 21 % de oxígeno)

Sol: 1680 litros, 8000 litros aire.

20. Se tuestan al aire 10 kg de pirita, mineral que contiene un 60 % de disulfuro de hierro. Calcula la cantidad de óxido de hierro (III) que se forma si el rendimiento de la reacción fue del 80 %.

(En la reacción se obtiene también dióxido de azufre)

Sol: 3'2 kg

21. Se queman 20 L de metano medidos en condiciones normales. Calcula el volumen de aire necesario para la combustión, medido en las mismas condiciones, si el aire contiene un 20% en volumen de oxígeno.

Sol: 200 L

22. Escribe las ecuaciones químicas correspondientes a los procesos de formación, a partir de sus elementos, del dióxido de carbono, el agua y el ácido fórmico, así como la reacción de combustión del ácido fórmico. Ahora determina la entalpía de combustión de este ácido.

Sol: -264'1 kJ

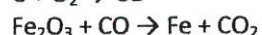
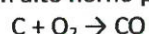
Datos: Entalpía de formación del dióxido = -393'5 kJ / mol , entalpía de formación del agua líquida = -285'6 kJ/mol , entalpía de formación del ácido fórmico = - 415 kJ / mol

23. En la combustión completa de un mol de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) se desprenden 2816 kJ. Escribe y ajusta la ecuación termoquímica correspondiente a este proceso. Si tomas 45 g de glucosa ¿qué energía aportará a tu organismo?

Sol: 704 kJ

24. Calcula el oxígeno que se necesita en un alto horno para obtener 10 toneladas diarias de lingote de hierro, si se aprovecha el 40% del oxígeno introducido.

El proceso que tiene lugar en un alto horno puede resumirse en las reacciones que se indican:



Sol: 3'36.10⁶ moles