

Click to prove
you're human



Reaccion de combustion del butano

Disseminate your content everywhere, instantly Page 2 Podemos decir que esa reacción ocurre de tal manera que: Por cada 2 moléculas de butano que reaccionan lo hacen 13 moléculas de oxígeno y se obtienen 10 moléculas de agua y 8 moléculas de dióxido de carbono. Conviene tener en cuenta que los coeficientes indican proporción en que se combinan las partículas y no, por supuesto, el número de partículas que intervienen realmente en la reacción el cual es habitualmente inmenso. Dicha ecuación nos indica también que, por ejemplo, de cada 20 millones de moléculas de butano que reaccionen, lo harán con 130 millones de moléculas de oxígeno para dar 100 millones de moléculas de agua y 80 millones de dióxido de carbono. Por lo tanto igual podemos referirnos al número de Avogadro de moléculas (NA= 6'02·1023 moléculas = 1 mol) y afirmar a nivel macroscópico que: Por cada 2 moléculas de moléculas de butano que reaccionan lo hacen 13 moléculas de moléculas de oxígeno y se obtienen 10 moléculas de moléculas de agua y 8 moléculas de dióxido de carbono. En la identidad anterior es donde reside la gran ventaja de utilizar el concepto de mol: Todo lo que digamos acerca de la proporción en que se combinan las partículas en una reacción (a partir de la ecuación química correspondiente debidamente ajustada), es también válido para la proporción en que se combinan los moles de las sustancias formadas por esas mismas partículas. Es decir los coeficientes que aparecen delante de las fórmulas en las ecuaciones químicas ajustadas pueden significar tanto partículas como moles de partículas; y utilizar los moles de cantidad de sustancia para calcular, por ejemplo, los gramos de masa, es algo que ya sabemos hacer. Al quemarse esa cantidad de butano no se puede producir cualquier cantidad de CO₂, sino que el número de moles de CO₂ producido deberá cumplir la proporción que se deduce de la ecuación química ajustada. Es decir: Finalmente, una vez conocida la cantidad química (medida en moles) de CO₂ producido, podemos obtener fácilmente su masa, sin más que sustituir en la expresión: $m = nM$, ya justificada anteriormente, los datos correspondientes al CO₂. Es decir: $m = nM = 36,414'4 \text{ g de CO}_2 = 36,414 \text{ kg de CO}_2$ Según hemos razonado antes, el número de moles de moléculas de SO₂ producido ha de coincidir con el número de moles de azufre S que se queman, es decir: $n(SO_2) = n(S)$, por tanto, podemos escribir que: El volumen ocupado por los moles anteriores no podrá ser igual a uno, sino que será aquél que cumpla la ecuación de los gases perfectos: $PV = nRT$. Por tanto: Analizando los resultados podemos ver que recogen todas las hipótesis anteriores. Concretamente, para una presión y temperaturas dadas, cuanto mayores sean los valores de la masa de fuel (m) que se quemé y su riqueza en azufre (r), mayor será el número de moles de SO₂ que se produzcan y el volumen ocupado por los mismos. También se puede comprobar que si r fuera 0, el volumen de SO₂, como es lógico, también lo sería. Por otra parte, basta un breve análisis de la ecuación obtenida para percibirse de que ésta es dimensionalmente homogénea. Conviene tener en cuenta que las reacciones químicas no suelen ocurrir de manera que todas las sustancias reaccionantes se transformen totalmente en productos de la reacción. Lo habitual es que las sustancias iniciales no se encuentren justamente en la proporción en que se produce el proceso. Ello hace que la reacción finalice en cuanto se "acabe" alguna de las sustancias reaccionantes presentes inicialmente. A esa sustancia se le suele designar como "reactivo limitante" mientras que las restantes son "reactivos en exceso". Hasta aquí las reacciones que hemos estudiado han sido de combustión en un medio abierto (el aire del medio ambiente) por lo que no había ninguna duda acerca de cuál era el reactivo limitante (la sustancia que se quemaba) y el reactivo en exceso (el oxígeno del aire). Sin embargo esto no siempre es así y, a veces, es preciso analizar con cuidado el proceso, para determinar qué sustancia reacciona totalmente y cuál sobra. Esta es la situación que se plantea en la siguiente cuestión. A.31. En un recipiente que contiene 200 cm³ de disolución 2M de HCl se introduce un trozo de cinc de 16'35 g de masa, a) Determinar el volumen máximo de hidrógeno (medido a 1 atm y 20 °C) producido. b) Sabiendo que los 200 cm³ de disolución 2M de HCl se obtuvieron de una botella de ácido clorhídrico concentrado en la que la densidad de la disolución era 1,18 g/cm³ y la riqueza en HCl puro del 35%, hallar qué volumen de dicha disolución concentrada se utilizó. De acuerdo con dicha ecuación por cada mol de Zn que reaccione se utilizarán 2 moles de HCl y se obtendrán un mol de ZnCl₂ y un mol de H₂. Si supiéramos qué reacciona todo el HCl que se ha puesto en contacto con el Zn, podríamos hallar la cantidad química de H₂ que se produciría, mediante la proporción (extraída de la ecuación): $n(HCl)/n(H_2) = 2/1$ sustituyendo en ella $n(Zn)$ por el número inicial de moles de Zn y despejando $n(H_2)$. Por tanto, para resolver el problema necesitamos conocer primero cuál de las dos sustancias reaccionantes (el Zn o el HCl) reacciona totalmente, es decir, quién es el "reactivo limitante". Para ello sabemos que, de acuerdo con la ecuación química ajustada, la proporción entre los moles de HCl y los moles de Zn que reaccionan, debe cumplir que: $n(HCl)/n(Zn) = 2/1 = 2$ La cantidad química inicial de HCl presente es $n(HCl) = C \cdot V = 0'2 \cdot 2 = 0'4$ moles de HCl. La cantidad química inicial de Zn presente es $n(Zn) = m/M = 16,35/65,4 = 0'25$ moles de Zn. Según las relaciones estequiométricas del proceso, los 0'4 moles de HCl reaccionarán con 0'2 moles de Zn (por lo que sobrarán 0'05 moles de Zn). Así pues, el HCl es, en este caso, el reactivo limitante. (Pijémonos que no puede ser que reaccionen totalmente los 0'25 moles iniciales de Zn porque para ello se precisarían 0'5 moles de HCl y solamente tenemos 0'4 moles de HCl). Una vez que sabemos que es el HCl quien reacciona totalmente (el reactivo limitante), ya podemos calcular la cantidad química de H₂ que se obtendrá, aplicando: Dado que se formarán 0'2 moles de H₂, el volumen ocupado por dicha cantidad de sustancia será igual que satisfaga la ecuación de los gases perfectos. $PV = nRT$, es decir: Finalmente, para calcular el volumen de disolución concentrada que se demanda en el segundo apartado, podemos hacerlo teniendo en cuenta que el número de moles de soluto (HCl) presente en los 200 cm³ de disolución 2M deberá ser el mismo que el existente en el volumen de disolución concentrada de HCl extraído de la botella. El número de moles de HCl presente en los 200 cm³ de disolución ya hemos visto que era 0'4. Este número de moles ha sido extraído de una disolución concentrada de HCl, cuya concentración (que designaremos como C') no la conocemos directamente, pero que podemos calcular utilizando la expresión anteriormente deducida: La combustión del carbono con defecto de oxígeno da lugar a la formación de monóxido de carbono, que es un gas tóxico responsable de muchos envenenamientos (impide que los glóbulos rojos fijen el oxígeno del aire respirado) y uno de los contaminantes de la atmósfera más habituales. La combustión de la gasolina en los motores de explosión origina un porcentaje apreciable de CO. Así misma la combustión del carbono en las centrales térmicas es otra de las fuentes habituales de este gas, que se forma junto al CO₂ en caso de no producirse una combustión completa. A.32. En un brasero de los que antiguamente se colocaban debajo de las mesas para calentarse los pies, se quemaba carbón en un medio que a menudo estaba poco ventilado (produciéndose una carencia de oxígeno). Como consecuencia la combustión producía monóxido de carbono. a) Escribir correctamente la ecuación química correspondiente a la reacción del CO₂ con el oxígeno para dar dicho efecto. b) Calcular la masa en gramos de CO₂ que se obtendría mediante la combustión de 420 g de C según la ecuación anterior c) Determinar el volumen de oxígeno gaseoso medido en condiciones normales (1 atm y 0 °C) que habrá sido empleado en dicha combustión. Rdo. a) 2 C(s) + O₂(g) = 2 CO(g); b) 980 g de CO₂; c) 392 l. En este artículo, se considera la combustión del butano (C₄H₁₀), un proceso químico total que transforma el butano en CO₂ y agua. La descripción de la combustión del butano es similar a la que se da para la combustión del hidrógeno (C₂H₂) en el siguiente apartado. Es importante recordar que el butano es un hidrocarburo que se combina completamente con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. Cuando el butano se quema en presencia de suficiente oxígeno, la reacción produce estos dos compuestos como resultado final. El dióxido de carbono y el agua son productos no tóxicos de la combustión. Lo que hace que el butano sea una fuente de energía relativamente limpia en comparación con otros combustibles. Desencadenando la energía oculta del butano Describir el potencial sin explotar del butano y cómo puedes aprovecharlo al máximo. Con nuestra guía detallada, aprenderás a desencadenar la energía oculta de este gas para mejorar tus actividades diarias de forma eficiente y sostenible. Desde usos domésticos hasta aplicaciones industriales, el butano se convierte en tu aliado para impulsar tu productividad y reducir tu huella ambiental. ¡No espere más y libera todo el poder que el butano tiene para ofrecerte! Convírtete en un experto en el uso del butano y sorpréndete con sus múltiples beneficios. Descubre cómo este recurso versátil puede transformar tu vida cotidiana, brindándole soluciones energéticas innovadoras y respetuosas con el medio ambiente. Aprovecha nuestra experiencia y desbloquea todo el potencial del butano, convirtiéndolo en la clave para alcanzar tus metas y contribuir a un futuro más sostenible. ¡Empieza hoy mismo a desencadenar la energía oculta del butano y marca la diferencia en tu entorno! El poder explosivo de C₄H₁₀ Descubrir el poder explosivo de C₄H₁₀, también conocido como butano. Este compuesto químico se utiliza en una amplia gama de aplicaciones, desde el encendido de fogatas y barbacoas hasta como combustible en vehículos. Su alta densidad de energía lo convierte en una opción popular para aquellos que buscan una fuente de energía confiable y eficiente. ¡Atrévete a experimentar el potencial explosivo de C₄H₁₀ en tus proyectos y actividades diarias! La estructura del C₄H₁₀, conocido comúnmente como butano, se caracteriza por su configuración lineal o ramificada, lo que le confiere propiedades únicas que son muy valoradas en diversas aplicaciones industriales. Este hidrocarburo, perteneciente a la familia de los alcanos, se utiliza ampliamente como combustible en cocinas y calentadores, siendo su principal función la producción de calor. Además, el butano es un componente clave en la producción de gas licuado de petróleo (GLP), lo que lo convierte en un recurso invaluable para la industria energética. Su versatilidad se extiende a la fabricación de productos químicos y plásticos, donde se emplea como materia prima en la síntesis de compuestos más complejos. En resumen, la estructura y propiedades del C₄H₁₀ no solo lo hacen un compuesto fascinante desde el punto de vista químico, sino que también son fundamentales para impulsar el desarrollo de múltiples industrias. Eficiencia y aplicaciones en la combustión del butano. La combustión del butano se destaca por su eficiencia energética, convirtiéndose en una opción popular en diversas aplicaciones. Al quemarse, el butano produce una llama limpia y caliente, lo que lo hace ideal para el uso doméstico y en la industria. Su alto poder calorífico permite que se genere una gran cantidad de energía con una cantidad relativamente pequeña de combustible. Lo que contribuye a reducir costos y minimizar el impacto ambiental. Además, su versatilidad lo convierte en un componente esencial en la fabricación de productos químicos y como propelador aeroespacial. Así, la eficiencia y versatilidad permiten que se genere una gran cantidad de energía con un mínimo de residuos, lo que lo hace ideal para usos domésticos como la cocina y la calefacción. Sin embargo, es fundamental considerar la "seguridad" en su manejo; el butano, al ser un gas inflamable, requiere medidas adecuadas de almacenamiento y ventilación. Además, la instalación de sistemas de detección de fugas puede prevenir accidentes, garantizando así que la "eficiencia" en su uso no comprometa nuestra "seguridad". Con el enfoque correcto, la combustión de butano puede ser una solución sostenible y segura para el hogar. Entendiendo la combustión del butano balanceada en procesos energéticos. La combustión del butano balanceada es un proceso fundamental en la generación de energía, donde la reacción química se lleva a cabo de manera eficiente y completa. Este fenómeno ocurre cuando el butano, un hidrocarburo, se quema en presencia de oxígeno, produciendo dióxido de carbono y agua. La combustión del butano balanceada es un proceso que minimiza la generación de emisiones contaminantes, contribuyendo así a un futuro más sostenible. La clave está en mantener la proporción adecuada de combustible y oxidante, asegurando que la combustión sea lo más completa posible y minimizando la liberación de subproductos nocivos. Título: [TITLE] Subtítulo: Explorando los efectos de la combustión de butano en la energía y el medio ambiente. La combustión de butano es un proceso fascinante que no solo proporciona una fuente de energía eficiente, sino que también plantea importantes preguntas sobre su impacto en el medio ambiente. Al ser un hidrocarburo, el butano libera energía al quemarse, lo que lo convierte en una opción popular para calefacción y cocción. Sin embargo, este proceso genera dióxido de carbono y otros contaminantes que pueden afectar la calidad del aire y contribuir al cambio climático. Además, al analizar su uso en comparación con otras fuentes de energía renovables, se hace evidente la necesidad de encontrar un equilibrio entre la eficiencia energética y la sostenibilidad. A medida que exploramos las implicaciones de la combustión de butano, es crucial considerar tanto sus beneficios inmediatos como sus efectos a largo plazo sobre nuestro planeta. En resumen, la combustión del butano (C₄H₁₀) es un proceso químico fundamental que resulta en la liberación de energía en forma de calor y dióxido de carbono. Este proceso tiene aplicaciones importantes en la industria y en la vida cotidiana, ya que es utilizado como fuente de energía en estufas, calentadores y otros dispositivos. Además, es crucial considerar los impactos ambientales de la combustión del butano y sucesivas alternativas más sostenibles. Es imprescindible seguir investigando y desarrollando tecnologías que minimicen estos efectos negativos y promuevan un uso más responsable de esta fuente de energía. La reacción de combustión Es de resaltar que los combustibles más utilizados en la industria mundial son los hidrocarburos. El nombre hidrocarburo significa cadenas compuestas de carbono e hidrógeno. La reacción de combustión de estos compuestos permite obtener energía en forma de trabajo de calor o calor. La combustión de hidrocarburos es necesaria para una gran cantidad de tareas, desde prender una estufa hasta generar electricidad para una ciudad. Muchos autores principales mencionan dos tipos de combustión cuando reaccionan los hidrocarburos: Reacción completa: El oxígeno presente en la reacción es el indicado (cantidad estequiométrica) o hay oxígeno en exceso. Cuando se cumple esta condición el hidrocarburo reacciona con el oxígeno hasta convertirse en dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). Reacción incompleta de un hidrocarburo Ejercicio identificación de tipo de reacción Question Your answer: Correct answer: You got { (SCORE CORRECT) } out of { (SCORE TOTAL) } Nombre del alcanoFormula QuímicaEstructura QuímicaEstructuraReaccióncombustión completaReaccióncombustión incompletaMetanoCH₄ + 2O₂ > 2CO₂ + 2H₂OEtanoC₂H₆ + 3O₂ > 2CO₂ + 4H₂OPropanoC₃H₈ + 5O₂ > 3CO₂ + 4H₂OButanoC₄H₁₀ + 13O₂ > 8CO₂ + 10H₂O2C₄H₁₀ + 9O₂ > 8CO₂ + 8H₂O2C₅H₁₂ C₅H₁₂ + 14O₂ > 10CO₂ + 12H₂OC₂H₅ + 3O₂ > 2CO₂ + 3H₂O2C₂H₆ + 7O₂ > 4CO₂ + 6H₂O2C₃H₈ + 9O₂ > 6CO₂ + 8H₂O2C₄H₁₀ + 13O₂ > 8CO₂ + 10H₂O2C₅H₁₂ + 17O₂ > 12CO₂ + 14H₂O2C₆H₁₄ + 19O₂ > 14CO₂ + 16H₂O2C₇H₁₆ + 21O₂ > 17CO₂ + 18H₂O2C₈H₁₈ + 25O₂ > 22CO₂ + 26H₂O2C₉H₂₀ + 29O₂ > 26CO₂ + 30H₂O2C₁₀H₂₂ + 31O₂ > 28CO₂ + 32H₂O2C₁₁H₂₄ + 33O₂ > 30CO₂ + 34H₂O2C₁₂H₂₆ + 35O₂ > 32CO₂ + 36H₂O2C₁₃H₂₈ + 37O₂ > 34CO₂ + 38H₂O2C₁₄H₃₀ + 39O₂ > 36CO₂ + 40H₂O2C₁₅H₃₂ + 41O₂ > 38CO₂ + 42H₂O2C₁₆H₃₄ + 43O₂ > 40CO₂ + 44H₂O2C₁₇H₃₆ + 45O₂ > 42CO₂ + 46H₂O2C₁₈H₃₈ + 47O₂ > 44CO₂ + 48H₂O2C₁₉H₄₀ + 49O₂ > 46CO₂ + 50H₂O2C₂₀H₄₂ + 51O₂ > 48CO₂ + 52H₂O2C₂₁H₄₄ + 53O₂ > 50CO₂ + 54H₂O2C₂₂H₄₆ + 55O₂ > 52CO₂ + 56H₂O2C₂₃H₄₈ + 57O₂ > 54CO₂ + 58H₂O2C₂₄H₅₀ + 59O₂ > 56CO₂ + 58H₂O2C₂₅H₅₂ + 61O₂ > 58CO₂ + 60H₂O2C₂₆H₅₄ + 63O₂ > 60CO₂ + 62H₂O2C₂₇H₅₆ + 65O₂ > 62CO₂ + 64H₂O2C₂₈H₅₈ + 67O₂ > 64CO₂ + 66H₂O2C₂₉H₆₀ + 69O₂ > 66CO₂ + 68H₂O2C₃₀H₆₂ + 71O₂ > 68CO₂ + 69H₂O2C₃₁H₆₄ + 73O₂ > 70CO₂ + 72H₂O2C₃₂H₆₆ + 75O₂ > 72CO₂ + 74H₂O2C₃₃H₆₈ + 77O₂ > 74CO₂ + 76H₂O2C₃₄H₇₀ + 79O₂ > 76CO₂ + 78H₂O2C₃₅H₇₂ + 81O₂ > 78CO₂ + 79H₂O2C₃₆H₇₄ + 83O₂ > 80CO₂ + 82H₂O2C₃₇H₇₆ + 85O₂ > 82CO₂ + 84H₂O2C₃₈H₇₈ + 87O₂ > 84CO₂ + 86H₂O2C₃₉H₈₀ + 89O₂ > 86CO₂ + 88H₂O2C₄₀H₈₂ + 91O₂ > 88CO₂ + 89H₂O2C₄₁H₈₄ + 93O₂ > 90CO₂ + 91H₂O2C₄₂H₈₆ + 95O₂ > 92CO₂ + 94H₂O2C₄₃H₈₈ + 97O₂ > 94CO₂ + 96H₂O2C₄₄H₉₀ + 99O₂ > 96CO₂ + 98H₂O2C₄₅H₉₂ + 101O₂ > 98CO₂ + 99H₂O2C₄₆H₉₄ + 103O₂ > 100CO₂ + 102H₂O2C₄₇H₉₆ + 105O₂ > 100CO₂ + 104H₂O2C₄₈H₉₈ + 107O₂ > 102CO₂ + 106H_{2</}