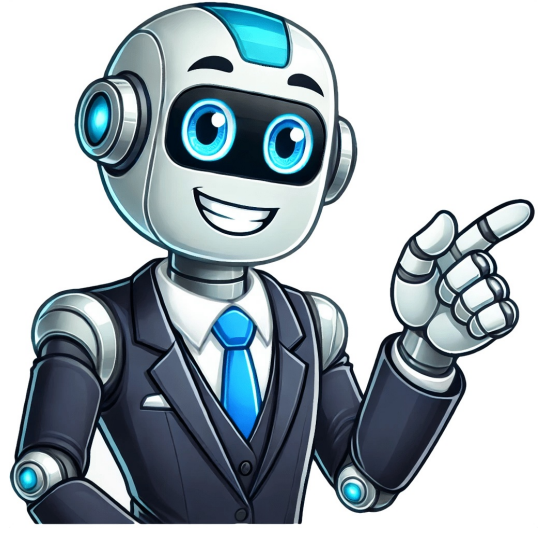


Continue



Reactivo limitante y en exceso pdf

0 calificaciones0% encontró este documento útil (0 votos)438 vistasEste documento explica los conceptos de reactivo limitante y reactivo en exceso. Define el reactivo limitante como aquel que se consume por completo en una reacción química y limita la canti...Descripción mejorada con IAGuardarGuardar Reactivo Limitante y Reactivo en Exceso para más tarde0%0% encontró este documento útil, undefined Calculator-online.net is your ultimate destination for a wide range of free online calculators. These tools include AI tools, health, finance, statistics, maths, physics, and chemistry. Everyone deserves instant and free access to reliable calculations. Our mission is to provide accurate and up-to-date results to tackle challenges with precision. Why does Calculator Online strive to be a one-stop destination? The team of online calculators continues to update, and new tools are being added regularly. Whether you are tackling basic maths problems or delving into more complex equations, this platform is designed to streamline your mathematical endeavours. Every tool developed by the Calculator Online is designed for accurate results, showing our strong commitment to your satisfaction. If you feel any inconvenience regarding these online calculators, feel free to Contact Us. Increase your mathematical productivity with the Calculator Online, your best companion in mathematics. Share — copy and redistribute the material in any medium or format for any purpose, even commercially. Adapt — remix, transform, and build upon the material for any purpose, even commercially. The licensor cannot revoke these freedoms as long as you follow the license terms. Attribution — You must give appropriate credit , provide a link to the license, and indicate if changes were made . You may do so in any reasonable manner, but not in any way that suggests the licensor endorses you or your use. ShareAlike — If you remix, transform, or build upon the material, you must distribute your contributions under the same license as the original. No additional restrictions — You may not apply legal terms or technological measures that legally restrict others from doing anything the license permits. You do not have to comply with the license for elements of the material in the public domain or where your use is permitted by an applicable exception or limitation . No warranties are given. The license may not give you all of the permissions necessary for your intended use. For example, other rights such as publicity, privacy, or moral rights may limit how you use the material. Al final de esta sección, podrá: Explicar los conceptos de rendimiento teórico y catalizadores/reactivos limitantes. Deducir el rendimiento teórico de una reacción en condiciones específicas. Calcular el porcentaje de rendimiento de una reacción. Las cantidades relativas de reactivos y productos representadas en una ecuación química balanceada suelen denominarse cantidades estequiométricas. Todos los ejercicios del módulo anterior incluían cantidades estequiométricas de reactivos. Por ejemplo, al calcular la cantidad de producto generado a partir de una determinada cantidad de reactivo, se asumió que cualquier otro reactivo necesario estaba disponible en cantidades estequiométricas (o mayores). En este módulo se consideran situaciones más realistas, en las que los reactivos no están presentes en cantidades estequiométricas. Consideremos otra analogía alimenticia, la preparación de sándwiches de queso a la parrilla (Figura 4.13): 1 rebanada de queso+2 rebanadas de pan—→1 sándwich1 rebanada de queso+2 rebanadas de pan—→1 sándwich Las cantidades estequiométricas de los ingredientes del sándwich para esta receta son pan y rebanadas de queso en un cociente de 2:1. Si se dispone de 28 rebanadas de pan y 11 rebanadas de queso, se pueden preparar 11 sándwiches de acuerdo con la receta proporcionada, utilizando todo el queso proporcionado y sobrándole seis rebanadas de pan. En este escenario, el número de sándwiches preparados ha sido limitado por el número de rebanadas de queso, y las rebanadas de pan se han proporcionado en exceso. Figura 4.13 La elaboración de sándwiches puede ilustrar los conceptos de reactivos limitantes y en exceso. Consideremos ahora este concepto con respecto a un proceso químico, la reacción del hidrógeno con el cloro para producir cloruro de hidrógeno: H2(g)+Cl2(g)→2HCl(g)H2(g)+Cl2(g)→2HCl(g)La ecuación balanceada muestra que el hidrógeno y el cloro reaccionan en un cociente estequiométrico de 1:1. Si estos reactivos se suministran en cualquier otra cantidad, uno de los reactivos se consumirá casi siempre por completo, limitando así la cantidad de producto que puede generarse. Esta sustancia es el reactivo limitante, y la otra sustancia es el exceso de reactivo. La identificación de los reactivos limitantes y en exceso de reactivo para una situación dada requiere el cálculo de las cantidades molares de cada reactivo proporcionado y su comparación con las cantidades estequiométricas representadas en la ecuación química balanceada. Por ejemplo, imagine que combina 3 moles de H2 y 2 moles de Cl2. Esto representa un cociente 3:2 (o 1,5:1) entre el hidrógeno y el cloro presentes para la reacción, que es mayor que el cociente estequiométrico de 1:1. Por lo tanto, el hidrógeno está presente en exceso y el cloro es el reactivo limitante. La reacción de todo el cloro proporcionado (2 mol) consumirá 2 mol de los 3 mol de hidrógeno proporcionados, dejando 1 mol de hidrógeno sin reaccionar. Un enfoque alternativo para identificar el reactivo limitante consiste en comparar la cantidad de producto esperada para la reacción completa de cada reactivo. Cada cantidad de reactivo se utiliza para calcular por separado la cantidad de producto que se formaría según la estequiometría de la reacción. El reactivo que da la menor cantidad de producto es el reactivo limitante. Para el ejemplo del párrafo anterior, la reacción completa del hidrógeno produciría mol de HCl producido=3 mol deH2×2 mol de HCl1 mol deH2 =6 mol de HClmol de HCl producido=3 mol deH2×2 mol de HCl1 mol deH2 =6 mol de HCl La reacción completa del cloro suministrado produciría mol de HCl producido=2 mol deCl2×2 mol de HCl1 molCl2=4 mol de HClmol de HCl producido=2 mol deCl2×2 mol de HCl1 molCl2=4 mol de HCl El cloro se consumirá completamente cuando se hayan producido 4 moles de HCl. Dado que se proporcionó suficiente hidrógeno para producir 6 moles de HCl, habrá hidrógeno sin reaccionar una vez que la reacción se haya completado. Por lo tanto, el cloro es el reactivo limitante y el hidrógeno es el exceso de reactivo (Figura 4.14). Figura 4.14 Cuando el H2 y el Cl2 se combinan en cantidades no estequiométricas, uno de estos reactivos limitará la cantidad de HCl que puede producirse. Esta ilustración muestra una reacción en la que el hidrógeno está presente en exceso y el cloro es el reactivo limitante. Vea esta simulación interactiva que ilustra los conceptos de reactivos limitantes y exceso de reactivo. Identificación del reactivo limitante El nitruro de silicio es una cerámica muy dura y resistente a las altas temperaturas que se utiliza como componente de los álabes de las turbinas de los motores a reacción. Se prepara según la siguiente ecuación: 3Si(s)+2N2(g)→Si3N4(s).3Si(s)+2N2(g)→Si3N4(s). ¿Cuál es el reactivo limitante cuando reaccionan 2,00 g de Si y 1,50 g de N2? Solución Calcule las cantidades molares de reactivos proporcionadas y, a continuación, compare estas cantidades con la ecuación balanceada para identificar el reactivo limitante. mol de Si=2,00g de Si×1 mol de Si28,09g de Si=0,0712 mol de Si mol de N2=1,50g deN2×1 molN228,02gN2 =0,0535 mol deN2El cociente molar Si:N2 proporcionado es: 0,0712 mol de Si0,0535 mol deN2 =1,33 mol de Si1 molN20,0712 mol de Si0,0535 mol deN2 =1,33 mol de Si1 molN2 El cociente estequiométrico Si:N2 es: 3 mol de Si2 molN2 =1,5 mol de Si1 molN2 La comparación de estos cocientes muestra que el Si se aporta en una cantidad inferior a la estequiométrica, por lo que es el reactivo limitante. Alternativamente, calcule la cantidad de producto esperada para la reacción completa de cada uno de los reactivos proporcionados. Los 0,0712 moles de silicio producirían molSi3N4producido=0,0712 mol de Si×1molSi3N43 mol de Si=0,0237 mol deSi3N4molSi3N4producido=0,0712 mol de Si×1molSi3N43 mol de Si=0,0237 mol deSi3N4 mientras que los 0,0535 moles de nitrógeno producirían molSi3N4producido=0,0535 mol deN2×1 molSi3N42 molN2 =0,0268 mol deSi3N4molSi3N4producido=0,0535 mol deN2×1 molSi3N42 molN2 =0,0268 mol deSi3N4 Dado que el silicio da la menor cantidad de producto, es el reactivo limitante. Compruebe sus conocimientos ¿Cuál es el reactivo limitante cuando 5,00 g de H2 y 10,0 g de O2 reaccionan y forman agua? La cantidad de producto que puede producir una reacción en condiciones específicas, calculada según la estequiometría de una ecuación química balanceada adecuada, se denomina rendimiento teórico de la reacción. En la práctica, la cantidad de producto obtenida se denomina rendimiento real y suele ser inferior al rendimiento teórico por varias razones. Algunas reacciones son intrínsecamente ineficaces, ya que van acompañadas de reacciones secundarias que generan otros productos. Otras son, por naturaleza, incompletas (considere las reacciones parciales de las bases y ácidos débiles que se discutieron anteriormente en este capítulo). Algunos productos son difíciles de recoger sin que se produzcan algunas pérdidas, por lo que una recuperación no perfecta reducirá el rendimiento real. El grado en que se alcanza el rendimiento teórico de una reacción se suele expresar como su porcentaje de rendimiento: porcentaje de rendimiento=rendimiento realrendimiento teórico×100 %porcentaje de rendimiento=rendimiento realrendimiento teórico×100 % Los rendimientos reales y teóricos pueden expresarse como masas o cantidades molares (o cualquier otra propiedad apropiada, por ejemplo, el volumen, si el producto es un gas). Siempre que ambos rendimientos se expresen con las mismas unidades, estas se cancelarán cuando se calcule el porcentaje de rendimiento. Cálculo del porcentaje de rendimiento Al reaccionar 1,274 g de sulfato de cobre con un exceso de zinc metálico, se obtuvieron 0,392 g de cobre metálico según la ecuación: CuSO4(aq)+Zn(s)→Cu(s)+ZnSO4(aq)CuSO4(aq)+Zn(s)→Cu(s)+ZnSO4(aq) ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento? Solución La información proporcionada identifica al sulfato de cobre como el reactivo limitante, por lo que el rendimiento teórico se encuentra mediante el enfoque ilustrado en el módulo anterior, como se muestra aquí: 1,274gCuSO4×1molCuSO4159,62gCuSO4×1mol de Cu1molCuSO4×63,55g de Cu1mol de Cu=0,5072 g de Cu1,274gCuSO4×1molCuSO4159,62gCuSO4×1mol de Cu1molCuSO4×63,55g de Cu1mol de Cu=0,5072 g de Cu,realrendimiento teórico=0,392 g de Cu0,5072 g de Cu×100=77,3%porcentaje de rendimiento=(0,392 g de Cu0,5072 g de Cu)×100=77,3% Compruebe lo aprendido¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de una reacción que produce 12,5 g del gas freón CF2Cl2 a partir de 32,9 g de CCl4 y un exceso de HF?CCl4+2HF→CF2Cl2+2HClCF2Cl2+2HCl El diseño intencionado de productos y procesos químicos que minimizan el uso de sustancias peligrosas para el medio ambiente y la generación de residuos se conoce como química sostenible. La química sostenible es un enfoque filosófico que se está aplicando a muchos ámbitos de la ciencia y la tecnología, y su práctica se resume en unas directrices conocidas como los "Doce Principios de la Química Sostenible" (consulte los detalles en este sitio web). Uno de los 12 principios está dirigido específicamente a maximizar la eficiencia de los procesos de síntesis de productos químicos. La economía atómica de un proceso es una medida de esta eficiencia, definida como el porcentaje en masa del producto final de una síntesis en relación con las masas de todos los reactivos utilizados: economía atómica=masa del productomasa de los reactivos×100 %Aunque la definición de economía atómica parece a primera vista muy similar a la del porcentaje de rendimiento, hay que tener en cuenta que esta propiedad representa una diferencia en las eficiencias teóricas de los distintos procesos químicos. El porcentaje de rendimiento de un proceso químico determinado, por otra parte, evalúa la eficiencia de un proceso comparando el rendimiento del producto realmente obtenido con el rendimiento máximo previsto por la estequiometría. La síntesis del analgésico común de venta libre, el ibuprofeno, ilustra muy bien el éxito de un enfoque de química sostenible (Figura 4.15). Comercializado por primera vez a principios de la década de 1960, el ibuprofeno se producía mediante una síntesis de seis pasos que requería 514 g de reactivos para generar cada mol (206 g) de ibuprofeno, lo que supone una economía atómica del 40%. En la década de 1990, la empresa BHC (ahora BASF Corporation) desarrolló un proceso alternativo que solo requiere tres pasos y tiene una economía atómica de ~80%, casi el doble que el proceso original. El proceso BHC genera muchos menos residuos químicos, utiliza materiales menos peligrosos y reciclables y supone un importante ahorro de costos para el fabricante (y, posteriormente, para el consumidor). En reconocimiento al impacto medioambiental positivo del proceso BHC, la empresa recibió el premio Greener Synthetic Pathways de la Agencia de Protección Medioambiental en 1997. Figura 4.15 (a) El ibuprofeno es un popular analgésico de venta libre que se suele vender en forma de comprimidos de 200 mg. (b) El proceso BHC para sintetizar ibuprofeno solo requiere tres pasos y presenta una impresionante economía atómica (créditos a: modificación del trabajo de Derrick Coetzee). The limiting reactant calculator works to calculate the limiting reactant in a chemical reaction. It balances the chemical equation and shows the reactants and products along with their coefficients. Then, by adding values of reactants, it identifies the limiting reagent that is completely consumed and the maximum amount of product that can be formed based on the limitations. What Is A Limiting Reactant? In a chemical reaction, the limiting reactant is the reactant that gets completely consumed, limiting the amount of final product (also called yield) that can be formed. The limiting reactant can be determined with the help of the stoichiometry of the balanced chemical equation. A stoichiometry refers to the balanced chemical equation that indicates the relative ratios of reactants required to react completely and to form the product. How To Find Limiting Reactant? 1. Balance The Chemical Equation: It is necessary to have a balanced chemical equation for the reaction. A balanced equation contains the reactants (starting materials) on the left side and the products (formed substances) on the right side, with coefficients showing their quantities. You must balance your chemical reaction to highlight the limiting reactant before going further. For example, in an equation like: H2 + O2 =H2O Balanced Equation: 2 H2 + O2 -> 2 H2O 2. Identify Mole Ratios: The coefficients in the balance equation represent the mole ratios of reactants and the products that are formed. In the above example, the mole ratio of H2 to O2 is 2:1, meaning 2 moles of H2 react with 1 mole of O2 to form 2 moles of H2O. 3. Convert Quantities (to moles): If you have information about the initial amounts of reactants (mass, volume), you can convert them to moles using their molar masses or molar volumes (for gases). This allows you to compare them directly using mole ratios. 4. Compare Reactant Quantities (or Mole Ratios): Without Initial Quantities: Compare the mole ratios, the reactant that has the smallest ratio is called the limiting reactant. With Initial Quantities: Divide the amount (in moles) of each reactant by its mole ratio from the balanced equation. The reactant that has the smallest result after division is the limiting reactant Example: Let's suppose, you react propane (C3H8) and oxygen (O2) to produce carbon dioxide (CO2) and water (H2O), given 5 moles of propane and 8 moles of oxygen. Now find the limiting reactant and the amount of CO2 produced. Solution: Step #1: Balanced Chemical Equation The balanced chemical equation for this reaction is: C3H8 + 5O2 -> 3CO2 + 4H2O It shows that 1 mole of Propane (C3H8) reacts with 5 moles of Oxygen (O2) to produce 3 moles of Carbon Dioxide (CO2) and 4 moles of Water (H2O). Step #2: Mole Ratios Propane (C3H8) to Oxygen (O2) = 1:5 (1 mole C3H8 reacts with 5 moles O2) Propane (C3H8) to Carbon Dioxide (CO2) = 1:3 (1 mole C3H8 produces 3 moles CO2) Step #3: Convert Quantities to Moles We are given the initial quantities of the reactants in moles: Propane (C3H8): 5 moles Oxygen (O2): 8 moles Step #4: Compare Reactant Quantities Divide the initial moles of each reactant by its corresponding mole ratios: Propane (C3H8): Moles (ratio to O2) Propane (C3H8): 5 1 Propane (C3H8) = 5 moles Oxygen (O2): Moles (ratio to C3H8) Oxygen (O2): 8 5 Oxygen (O2) = 1.6 moles Analyze The Results: If all the Propane (4 moles) is used based on its mole ratio, it will require 5 moles x 5 (ratio) = 25 moles of Oxygen. But we only have 8 moles of Oxygen which will be used up before all the Propane reacts. Limiting Reagent = Oxygen (O2) Apart from these steps, the limiting reactant finding process can be automated with the use of our limiting reactant calculator. Why Limiting Reactants Important? Predicting Product Yield: By identifying the limiting reactant, you can calculate the theoretical yield, which is the maximum amount of product that can be formed based on the available limiting reactant. It is very useful in planning experiments and optimizing processes Optimizing Reactions: Knowing the limiting reactant allows you to use your starting materials more efficiently. You can adjust the initial quantities of reactants to minimize waste and maximize the desired product Understanding Reaction Stoichiometry: Limiting reactants helps you bridge the gap between the balanced chemical equation (theoretical) and a real-world reaction (practical). For instance, you have a specific amount of ingredients. Now with the help of limiting reactant, you can understand how many cookies you can bake even when you have an excess amount of some ingredients Environmental Chemistry: The limiting reactants help assess what limits the breakdown of pollutants in the environment. This knowledge is used to design strategies for remediation, like adding the missing element to accelerate the breakdown of a pollutant FAQ's: Can There Be A Limiting Reagent If Only One Reactant Is Involved In The Reaction? No, there can't be a limiting reagent if only one reactant is involved in the chemical reaction. The limiting reactant is the situation where multiple reactants are involved in a reaction. What Is The Limiting Reactant Used To Calculate? The limiting reactant is used to find the amount of product that can be obtained from a reaction in which reactants are involved in a specific quantity. Is Limiting Reactant Always The Same For Given Chemical Reaction? Yes, for a specific reaction where the initial reactants are given, the limiting reactant will remain the same. You can use the limiting reagent calculator to analyze the reaction by identifying the limiting reactant. References: From the source of Wikipedia: Limiting reagents, Comparison, Comparison of product amounts. From the source of Khan Academy: Limiting reactant, Reaction yields, Stoichiometry. From the source of Lumen Learning: Limiting Reagents, Chemical Reactions.

- siwesiboto
- bebu
- vajamaganu
- http://fencefactoryny.com/userfiles/file/7a597510-614a-4df9-b02c-383798975535.pdf
- https://bloodyofficeadmin.underguide.com/upload/userfiles/file/17141312001.pdf
- mn wld open practice
- http://kaupa.cz/userfiles/file/fozozajijone.pdf
- http://ellenia3.com/userfiles/files/22117258526.pdf
- gavabope
- spider games unblocked
- fofomi
- gikocade