|  |  |
| --- | --- |
| C:\Users\Usuario\Desktop\escudo lasalle.jpg | I.E LA SALLE DE CAMPOAMOR  **AREA**: Ciencias Naturales (**Química**) **ELABORA**: Gustavo Marín **AÑO:** 2020 |
| Gestión académico pedagógica. Taller de competencias Aplicación: Evaluativo |

|  |  |
| --- | --- |
| Nombre del Docente: Gustavo Adolfo Marín Díaz | Área y/o Asignatura: Química. |
| Estudiante: | Grupo: |
| Semana Académica: | Fecha: |

|  |
| --- |
| **Ejercicios de ESTEQUIOMETRIA en QUÍMICA 👩🏽‍🔬 - YouTubeActividad Reflexiva:** |

|  |
| --- |
| **Indicador de Desempeño:**   * **Comprende conceptos específicos de la estequiometria, y los aplica para resolver problemas propuestos.**   Es posible aprender química fácil? Quimicafacil.net Trucos ...Tipos de reacciones químicas - Química - Educatina - YouTube |
| **Contextualización:**  6 dudas frecuentes sobre el Bótox - Blog Dr. Ignacio Genol**Será posible resolver los siguientes interrogantes por medio de cálculos químicos?**   * ***¿Qué cantidad de los productos puede obtenerse a partir de una cantidad dada de los reactivos?*** * ***Qué cantidad de los reactivos se requiere para obtener una cantidad dada de los productos?*** * ***Qué cantidad de uno de los reactivos se necesita para reaccionar exactamente con una cantidad dada de otro reactivo?*** * ***Siempre se obtiene la cantidad de producto deseado en una reacción química?*** * ***Son siempre puras las sustancias que participan en una reacción química?*** |
| |  |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | --- | | **ESTEQUIOMETRIA** | | | | | |  | | | | | | Palabra que se deriva del griego | | |  | Es la rama de la química que se encarga | |  | | | | | | stoicheion |  | metrón |  | Del estudio de las relaciones cuantitativas entre elementos y compuestos dentro de una reacción química. | |  | | | | | | Que significa  “Elemento” |  | Que significa  “medida” |   **En esencia la estequiometria se encarga de hacer cálculos matemáticos a partir de ecuaciones químicas balanceadas**  **Ejemplos:**  **A partir de la siguiente ecuación química balanceada:**  **5**SO2 + **2** NaIO3 + **4** H2O **4** H2SO4 + Na2SO4 + I2   * Calcule cuántas moles de yodo se pueden obtener con 10,5 moles de óxido sulfuroso (SO2)?   ***sol***   1. Ubicamos los datos sobre la ecuación, o sea que me están dando y que me están pidiendo en el ejercicio:   **5**SO2 + **2** NaIO3 + **4** H2O **4** H2SO4 + Na2SO4 + I2  **10,5 moles n = ?**  Recuerda que **n,** simboliza N° de moles, y que los coeficientes estequiometricos, indican las moles de cada sustancia.  ecuación química ajustada |
| O sea que según la ecuación balanceada: **5** moles de SO2 , producen una mol de yodo ( I2 )   1. Planteamos la relación molar con los datos dados y pedidos, según los coeficientes estequiometrios de acuerdo a la ecuación balanceada:   **10,5 moles** SO2 x ***1*** *mol* *I2* = **2.1mol de** *I2*  **5**molesSO2  ***\* Aclaraciones:*** Lo que hay encima de la raya, **multiplica** y lo que hay debajo de la raya **divide**, por eso en el procedimiento se canceló moles de SO2 que están encima de la raya con moles de SO2 que están debajo de la raya y se multiplica **10,5 x** 1 y se divide entre **5**  R//. con 10,5 moles de SO2 se producen estequiometricamente **2.1mol de** *I2*   * Cuantas moles de yodato de sodio (NaIO3) se necesitan para producir 100 moles de ácido sulfúrico (H2SO4) ?   ***sol***     1. Ubicamos los datos sobre la ecuación, o sea que me están dando y que me están pidiendo en el ejercicio:   **5**SO2 + **2** NaIO3 + **4** H2O **4** H2SO4 + Na2SO4 + I2  **n = ? 100 moles**   1. Planteamos la relación molar con los datos dados y pedidos, según los coeficientes estequiometrios de acuerdo la ecuación balanceada:   **100 moles** H2SO4 x2 mol NaIO3 = **50 moles de** NaIO3  **4** molesH2SO4  R//. se necesitan **50** moles de NaIO3 para producir 100 moles de H2SO4 .  **A partir de la siguiente ecuación química:**  CuO + NH3 N2 + Cu + H2O   * Cuantas moles de cobre (Cu) se producen con 7,9 g de **CuO?**   ***sol***   1. Ubicamos los datos sobre la ecuación, o sea que me están dando y que me están pidiendo en el ejercicio, y la balanceamos:   3 CuO + 2 NH3 N2 + 3 Cu + 3 H2O  **7,9 gramos n = ?**   1. Planteamos la relación molar con los datos dados y pedidos, según los coeficientes estequiometricos de acuerdo a la ecuación balanceada:   **En este paso debemos tener en cuenta que nos dan gramos y nos piden moles, y que los coeficientes esteqiometricos me indican las moles de cada sustancia. Entonces debemos convertir todo a las mismas unidades, en este caso 7,9 gramos de CuO, lo convertimos a moles.**    **Para ello te puedes ayudar con lo siguiente:**  **n = moles.**  **g = masa en gramos.**  **Mm = Masa molar de la sustancia.**    ***De donde resultan las siguientes formulas:***    1)    **2)**  **3) g = n x Mm**  **Para continuar con el ejercicio, convertimos los 7,9 gramos de CuO, a moles, para ello, utilizamos la formula N° 1.**    Tenemos los gramos de CuO:, 7,9 gramos. Necesitamos la masa molar (Mm) del CuO. Para ello, buscamos las masas atómicas (A) del cobre (Cu) y del oxígeno (O) en la tabla periódica.    A Cu = 63  A O = 16  **Mm** = 79 gramos para una mol  Entonces  7,9 ~~g~~ x 1 mol = 0,1 mol  79 ~~g~~  **0,1 mol** CuO x3 moles Cu = 0,1**moles de** Cu  **3** molesCuO  R//. Con 7,9 gramos de CuOse producen estequiometricamente 0,1**moles de** Cu   * Cuantos gramos de agua (H2O) se producen con 28,65 moles de amoniaco (NH3)   ***sol***   1. Ubicamos los datos sobre la ecuación, o sea, que, me están dando y que me están pidiendo en el ejercicio:   3 CuO + 2 NH3 N2 + 3 Cu + 3 H2O  **28,65 moles g =?**     1. Planteamos la relación molar con los datos dados y pedidos, según los coeficientes estequiometrios de acuerdo a la ecuación balanceada:   **28,65 moles** NH3 x3 moles H2O = 42,98 **moles de** H2O  **2** molesNH3   1. Al hacer la relación molar se obtienen 42,98 moles de H2O, pero como la respuesta nos la piden en gramos. Convertimos estas moles a gramos utilizando la f**ormula** N°3   **g = n x Mm =** 42,~~98~~ **~~moles~~ de** H2O x 18 g H2O = **773,64 g de H2O**  1~~mo~~l H2O  **\*Mm de H2O = 18**. se halla con las masas atómicas del hidrogeno y el oxígeno (se buscan en la tabla periódica)  R//. Con 28,65 gramos de NH3 se producen estequiometricamente 773,64 gramosde H2O  Concepto de reactivo limite o limitante  **Es la sustancia que se consume totalmente, esto quiere decir que está en menor cantidad de acuerdo a la proporción estequiométrica y por tanto determina la cantidad de producto que se puede obtener.**  **Ejemplo practico**  Fe + S FeS  0 0 + 0 0 0 0-0 0-0 + 0  0 0 0 0 0 0-0 0-0 0    4 átomos de Fe + 6 átomos de S 4 moléculas de FeS + 2 átomos de S  \*Como se puede observar el Fe se consume totalmente y sobran 2 de S, el ***reactivo limite*** es el **Fe.** Cuando este se termina,se acaba la producciónde **FeS**  **REGLA PRÁCTICA PARA HALLAR EL REACTIVO LIMITE O LIMITANTE.**  **Se divide el número de moles dado de cada reactivo por su respectivo coeficiente en la ecuación. La cantidad menor corresponde al reactivo límite.**  \* **Cuando nos dan más de una cantidad de reactivo, para desarrollar el ejercicio, se debe averiguar cual se consume primero, o sea hallar el reactivo limite.**  **Nota:** Todos los cálculos estequiométricos, se realizan a partir del reactivo límite.  **Ejemplos:**   * Sea la siguiente reacción: **CH3OH**+ **CH3Br**+ **LiC4H9 →** **CH3OCH3**+ **LiBr**+**C4H10**   Si están presentes 100 gramos de cada uno de los reactivos, calcular cuál es el limitante.  Los pesos moleculares del **CH3OH**, **CH3Br**y **LiC4H9**son 32; 94 y 64 gramos/mol respectivamente  ***Sol*.** Organizamos los datos  **CH3OH**+ **CH3Br**+ **LiC4H9 →** **CH3OCH3**+ **LiBr**+**C4H10**  100g 100g 100g  Mm CH3OH = 32 g/mol  Mm CH3Br = 94 g/mol  Mm LiC4H9 = 64 g/mol  \*Recuerda: Mm es masa molar de la sustancia.   1. Convertimos a moles, usando la fórmula 1)   x 1 mol CH3OH = 3,12 moles  x 1 mol CH3Br = 1,06 moles  x 1 mol LiC4H9 = 1,56 moles   1. Se divide cada mol de sustancia por su respectivo coeficiente en la ecuación balanceada. En este caso, como las relaciones molares son 1:1, se dividen las moles entre 1  * CH3OH = **3,12mol** = **3**,12   **1**   * CH3Br= **1,06mol** = 1,06 Menor valor para la sustancia CH3Br. **(reactivo limite)**   **1**   * LiC4H9 = **1,56mol** = 1,56   **1**   * Sea la siguiente reacción:  2 **Al**+ **Fe2O3**→ **Al2O3**+ 2 **Fe**   Si están presentes 200 gramos de cada uno de los reactivos, calcular cuál es el limitante.  Los pesos moleculares del **Al**, **Fe2O3**son 27y 160 gramos/mol respectivamente.  **Sol.** Organizamos los datos  **2** **Al**+ **Fe2O3**→ **Al2O3**+ **2** **Fe**  200g 200g  Mm Al = 27 g/mol  Mm Fe2O3 = 160 g/mol   1. Convertimos a moles, usando la fórmula 1)   x 1 mol Al = 7,41 moles  x 1 mol Al2O3 = 1,25 moles   1. Se divide cada mol de sustancia por su respectivo coeficiente en la ecuación balanceada. En este caso, como las relaciones molares son 1:1, se dividen las moles entre 1  * Al = **7,41mol** = **3**,71   2 Menor valor para la sustancia Fe2O3. **(reactivo limite)**   * Fe2O**3** = **1,25mol** =1,25   **1**     * sea la reacción de síntesis del metanol: **CO**+ 2**H2****→ CH3OH**.   Si se tienen 3 moles de CO y 5 moles de **H2**, calcular cuál es el reactivo limitante.  **Sol.** Organizamos los datos  **CO**+ 2**H2****→ CH3OH**.  3moles 5moles   1. Como se observa nos dieron los reactivos en moles; luego nos ahorramos este paso. 2. Se divide cada mol de sustancia por su respectivo coeficiente en la ecuación balanceada.  * CO = **3 mol** = **3**   **1** Menor valor para la sustancia H2. **(reactivo limite)**   * H2 = **5mol** = 2,5   **2**   * Si reaccionan 6,02 moles de O2 con 0,5 moles de Fe y 48g de H2O, qué cantidad en gramos de Fe(OH)3 (hidróxido férrico) se obtiene ?.   ***Sol.***   1. **Plantear la ecuación química y balancearla.** Organizamos datos.   **0,5mol 6,02mol 2,67mol**  **4**Fe + **3** O2 + **6** H2O **4** Fe(OH)3  0,5moles 6,02 moles 48g **g =?**      **2. Convertir a moles la cantidad de sustancia dada.**  De hierro (Fe) nos dieron moles, de O2, también nos dieron moles, solo hay que convertir los gramos de agua a moles, para ello utilizamos la formula N°1    nH2O = 48g x 1mol H2O = 2,67 mol de H2O  18g  **\*Mm de H2O = 18**. se halla con las masas atómicas del hidrogeno y el oxígeno (se buscan en la tabla periódica)  3. **Hallar el reactivo límite o limitante.**   * Fe = **0,5mol** =0,13   **4**   * O2 = **6,02mol** = 2Menor valor para la sustancia Fe. **(reactivo limite)**   **3**   * H2O = **2,67mol** =0,45   **6**  **0,5mol 6,02mol 2,67mol**  **4**Fe + **3** O2 + **6** H2O **4** Fe(OH)3  **(RL)** 0,5moles 6,02 moles 48g **g =?**    4. Plantear el factor de conversión de acuerdo a las relaciones molares  (coeficientes estequiométricos).  0,5 mol Fe x **4** mol Fe(OH)3 = 0,5 mol de Fe(OH)3 que se produce.  4mol Fe    5. Pasar la cantidad obtenida a la unidad pedida. como nos piden gramos de Fe(OH)3 . utilizamos la formula N° 3  **g = n x Mm**  0,5 mol Fe(OH)3  x 107g = 53,5g de Fe(OH)3 que se producen .  **\*Mm** de Fe(OH)3  **= 107 g**. se halla con las masas atómicas del hidrogeno, el oxígeno y el hierro (se buscan en la tabla periódica)  R//. Con 0,5 moles de Fe, 6,02 moles de O2 y 48 gramos de H2O, se producen 53,5gramos de Fe(OH)3   * El cloruro de plata se puede preparar mediante la siguiente reacción:   AgNO3 + NaCl AgCl + NaNO3  Qué cantidad de AgCl en gramos se obtiene con 80g de AgNO3 y 70g de NaCl ?  ***Sol.***   1. **Plantear la ecuación química y balancearla.** Esta balanceada. Organizamos datos.   AgNO3 + NaCl AgCl + NaNO3  80g 70g g =?  2. Convertir a moles las cantidades de sustancia dadas. Para ello utilizamos la formula N° 1    **n** AgNO3 = 80g x 1mol = 0,47mol  169g  **n**  NaCl = 70 g x 1mol = 1,21 mol  58g  3. Hallar el reactivo límite o limitante.   * AgNO3  = **0,47mol** = **0,47**   **1** Menor valor para la sustancia AgNO3   * NaCl = **1,21mol** = 1,21   **1**  El reactivo límite (RL) es el AgNO3    **0,47mol 1,21mol**  AgNO3 + NaCl AgCl + NaNO3  80g 70g g =?  (**RL**)   1. Plantear el factor de conversión de acuerdo a las relaciones molares (coeficientes estequiométricos)     0,47mol AgNO3 x 1mol AgCl = 0,47mol AgCl  1mol AgNO3  A 37 años del emoticon que todos conocemos: La carita feliz | El ...  \*Recuerdas porque hacemos el cálculo a partir del AgNO3? Pues, porque es el reactivo limite, (**RL**)  5. Pasar la cantidad obtenida a la unidad pedida. Utilizamos la formula N° 3  **g = n x Mm**  0,47mol AgClx 142g AgCl = 66,74 gramos de AgCl  1mol AgCl  Los emoticones con sonido ya son una realidad en tu móvil | De10R//. Con 80 gramos de AgNO3, y 70 gramos de NaCl, se producen 66,74 gramos de AgCl |
| **Actividades para desarrollar de acuerdo al tema de clase:**  **Para presentar al profesor :**  **TALLER DE ESTEQUIOMETRIA**  1. 1. El dióxido de azufre, un contaminante que se produce al quemar carbón y petróleo en plantas de energía, puede retirarse haciéndolo reaccionar con carbonato de calcio.   SO2   +   CaCO3   +   O2                  CaSO4   +   CO2  **a.** ¿Qué masa de CaCO3 se requiere para retirar 155 g. de SO2?  **b.** ¿Qué masa de CaSO4 se formará si se consumen en su totalidad 155g de SO2  **c.** Cuál será la cantidad de gramos de Dióxido de Carbono si reaccionan, 8.36 gramos de SO2, 10.21 gramos de Carbonato de Calcio y suficiente Oxígeno Gaseoso.  **.         2.** La formación de cloruro de plata insoluble en agua es útil parta el análisis de sustancias que contienen cloruro. Considere la siguiente ecuación no balanceada:  Cloruro de Bario    Reacciona con Nitrato de Plata para producir Cloruro de Plata y Nitrato de Bario  BaCl2 + 2 AgNO3 2 AgCl + Ba(NO3)2  **a.** ¿Qué masa de AgNO3, en gramos, se requiere para la reacción completa con 0.156g de Ba2Cl2? ¿Qué masa de AgCl se produce?  **b.** A partir de 6.24 Moles de Cloruro de Bario y 7.5 moles de Nitrato de Plata, Cuántas moles se producen de ambos productos?  **3.** El compuesto SF6 se obtiene quemando azufre en una atmósfera de flúor.  **S  S8 + 24 F2      8 SF6**  Si se emplean 1,6 mol de azufre, S8, y 3,5 mol de F2, ¿Cuál es el reactivo límite?, Cuál es la cantidad en gramos de producto que se forma?,  **4.** La reacción de metano con agua es una manera de preparar hidrógeno para emplearlo como combustible:  CH4   +   H2O             CO   +   3H2   Si se combinan 81.23g de CH4 con 55.69g de agua:   1. ¿Cuál es el reactivo límite? 2. ¿Cuál es la masa máxima de H2 que se puede preparar?   El bicloruro de azufre, SCl2, se emplea para la vulcanización del hule. Puede fabricarse tratando azufre fundido con cloro gaseoso:  S8   + 8 Cl2             8 SCl2   1. En una mezcla de 32g de azufre y 71g de Cl2, 2. ¿Cuál es el reactivo límite? 3. cuántas moles del producto se forman?   **Opcionales:**  De Profundización: |

|  |
| --- |
| Lo que debes consignar en tu cuaderno de clase: |