**GUIA DE TRABAJO # 1 PARA QUIMICA GRADO 11°**

TEMA: ESTEQUIOMETRIA

DOCENTE: LIC. ARLANDY MENDOZA

FECHA: 27/01/20 A 31/01/20

**OBJETIVO:**

* *Distingue los conceptos de mol y de número de Avogadro para aplicarlos en la resolución de problemas.*
* *Aplica el manejo de ecuaciones químicas en la resolución de problemas de estequiometria.*

***MOL***

*El concepto de mol es uno de los más importantes en la química. Su comprensión y aplicación son básicas en la comprensión de otros temas. Es una parte fundamental del lenguaje de la química.*

*MOL.- Cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) que el número de átomos presentes en 12 g de carbono 12.*

*Cuando hablamos de un mol, hablamos de un número específico de materia. Por ejemplo si decimos una docena sabemos que son 12, una centena 100 y un mol equivale a 6.022x 1023 . Este número se conoce como Número de Avogadro y es un número tan grande que es difícil imaginarlo.*

*Un mol de azufre, contiene el mismo número de átomos que un mol de plata, el mismo número de átomos que un mol de calcio, y el mismo número de átomos que un mol de cualquier otro elemento.*

*1 MOL de un elemento = 6.022 x 1023 átomos*

*Si tienes una docena de canicas de vidrio y una docena de pelotas de ping-pong, el número de canicas y pelotas es el mismo, pero ¿pesan lo mismo? NO. Así pasa con las moles de átomos, son el mismo número de átomos, pero la masa depende del elemento y está dada por la masa atómica del mismo.*

*Para cualquier ELEMENTO:*

*1 MOL = 6.022 X 1023 ÁTOMOS = MASA ATÓMICA (gramos)*

Ejemplos:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Moles** | **Átomos** | **Gramos(Masa atómica)** |
| 1 mol de S | 6.022 x 1023 átomos de S | 32.06 g de S |
| 1 mol de Cu | 6.022 x 1023 átomos de Cu | 63.55 g de Cu |
| 1 mol de N | 6.022 x 1023 átomos de N | 14.01 g de N |
| 1 mol de Hg | 6.022 x 1023 átomos de Hg | 200.59 g de Hg |
| 2 moles de K | 1.2044 x 1024 átomos de K | 78.20 g de K |
| 0.5 moles de P | 3.0110 x 1023 átomos de P | 15.485 g de P |

*En base a la relación que establecimos entre moles, átomos y masa atómica para cualquier elemento, podemos nosotros convertir de una otra unidad utilizando factores de conversión.*

***Ejemplos****:*

*¿Cuántas moles de hierro representan 25.0 g de hierro (Fe)?*

*Necesitamos convertir gramos de Fe a moles de Fe. Buscamos la masa atómica del Fe y vemos que es 55.85 g. Utilizamos el factor de conversión apropiado para obtener moles.*

*25.0 g Fe ( 1 mol ) = 0.448 moles Fe*

*55.85 g*

*La unidad del dato y del denominador del factor de conversión debe ser la misma*

**MASA MOLAR DE LOS COMPUESTOS**.

*Una mol de un compuesto contiene el número de Avogadro de unidades fórmula (moléculas o iones) del mismo. Los términos peso molecular, masa molecular, peso fórmula y masa fórmula se han usado para referirse a la masa de 1 mol de un compuesto.*

*El término de masa molar es más amplio pues se puede aplicar para todo tipo de compuestos.*

*A partir de la fórmula de un compuesto, podemos determinar la masa molar sumando las masas atómicas de todos los átomos de la fórmula. Si hay más de un átomo de cualquier elemento, su masa debe sumarse tantas veces como aparezca.*

***Ejemplos:***

*Calcule la masa molar de los siguientes compuestos.*

*K 1 x 39.10 = 39.10*

*O 1 x 16.00 = 16.00*

*H 1 x 1.01 = 1.01 +*

*56.11 g*

*KOH (hidróxido de potasio)*

***Hallar***

*Cu=63.55 = P=30.97 O= 16 Cu3(PO4)2 (sulfato de cobre II)*

*Al=26.98 ; S=32.06 ; O= 16 Al2(SO3)3 (sulfito de aluminio)*

*En el caso de los compuestos también podemos establecer una relación entre moles, moléculas y masa molar.*

***1 MOL = 6.022 x1023 MOLÉCULAS = MASA MOLAR (gramos)***

***Ejemplos:***

*¿Cuántas moles de NaOH (hidróxido de sodio) hay en 1.0 Kg de esta sustancia?*

*En primer lugar debemos calcular la masa molar del NaOH*

*Na 1 x 22.99 = 22.99*

*O 1 x 16.00 = 16.00*

*H 1 x 1.01 = 1.01 +*

*40.00 g*

*La secuencia de conversión sería:*

*1.00 Kg. NaOH (1000 g ) = 1000 g. NaOH*

*1 Kg*

*1000 g NaOH ( 1 mol ) = 25.0 mol NaOH*

*40.00 g*

*¿Cuál es la masa de 5.00 moles de agua? Calculamos la masa molar del H2O.*

*H 2 x 1.01 = 2.02*

*O 1 x 16 = 16 +*

*18.02 g*

*5.00 mol H2O ( 18.02 g ) = 90.1 g H2O*

*1mol*

*Hallar*

*¿Cuántas moléculas de HCl (cloruro de hidrógeno) hay en 25.0 g?*

*Datos: H= 1.01; Cl=35.45*

|  |
| --- |
| **MOL-MOL** |
| **MOL-GRAMOS** |
| **GRAMOS-GRAMOS** |
| **MOL-VOLUMEN** |
| **VOLUMEN-GRAMOS** |
| **VOLUMEN-VOLUMEN** |

**ESTEQUIOMETRIA.**

Parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química.  
Estas relaciones pueden ser:

La parte central de un problema estequiométrico es el FACTOR

MOLAR cuya fórmula se muestra a continuación.

|  |  |
| --- | --- |
| FACTOR MOLAR = | [ MOLES DE LA SUSTANCIA DESEADA ]  MOLES DE LA SUSTANCIA DE PARTIDA |

Los datos para el factor molar se obtienen de los COEFICIENTES DE LA ECUACIÓN BALANCEADA.

Para diferenciar el factor molar de los factores de conversión, se utilizan [corchetes] para indicar el factor molar y (paréntesis) para los factores de conversión.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **4 Al + 3 O2** | **http://genesis.uag.mx/edmedia/material/QIno/imagenes/flecha.JPG** | **2 Al2O3** |

**RELACIONES MOL-MOL**

Para la siguiente ecuación balanceada:

a) ¿Cuántas moles de O2 reaccionan con 3.17 moles de Al?  
b) A partir de 8.25 moles de O2, ¿cuántas moles de Al2O3 (óxido de aluminio) se producen?

|  |
| --- |
| **PASO 1 Balancear la ecuación** |

Como en el problema propuesto la ecuación está ya balanceada, este paso se omite.

|  |
| --- |
| **PASO 2 Identificar la sustancia deseada y la sustancia de partida.** |

*La sustancia deseada es aquélla sobre la cual se pregunta un dato, y la de partida, es de la que nos dan el dato. Junto a la sustancia deseada se pone lo que me piden: moles, gramos o litros y junto a la de partida el dato. Para el problema propuesto en el inciso a):*

SUSTANCIA DESEADA: O2? moles

SUSTANCIA DE PARTIDA: Al 3.17 moles

|  |
| --- |
| **PASO 3 Convertir la sustancia de partida a moles.** |

Si el dato, como en este problema, es en moles, omitimos este paso.

|  |
| --- |
| 3.17 moles Al [3 moles de O2 ] = 2.38 moles de O2  4 moles de Al |

|  |
| --- |
| . **PASO 4 Aplicar el factor molar** |

|  |  |
| --- | --- |
| La operación realizada fue | 3.17 x 3  4 |

|  |
| --- |
| **PASO 5 Convertir el dato a la unidad requerida.** |

Como en este caso lo que me piden son moles de oxígeno el resultado final es 2.38 moles de O2.

**Resolver el b**

b) A partir de 8.25 moles de O2, ¿cuántas moles de Al2O3 (óxido de aluminio) se producen?

**RELACIONES MOL-GRAMOS**

La siguiente ecuación muestra una reacción de combustión y está balanceada:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **2 C8H18 (g) + 25 O2 (g)** | **http://genesis.uag.mx/edmedia/material/QIno/imagenes/flecha.JPG** | **16 CO2 (g) + 18 H2O(g)** |

a) ¿Cuántos gramos de C8H18 (octano) son necesarios para obtener 5.70 moles de CO2 (bióxido de carbono)?  
b) Si se obtienen 55.0 g de vapor de agua, ¿cuántas moles de O2 se utilizaron?

Resolución del inciso a)  
**PASO 1:** La ecuación ya está balanceada.

**PASO 2:**  
SUSTANCIA DESEADA: C8H18 ? gramos  
SUSTANCIA DE PARTIDA: CO2 5.70 moles

**PASO 3:** El dato está ya en moles

**PASO 4:**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 5.70 mol CO2 | [ | 2 moles C8H18 16 moles CO2 | ] | =0.713 moles C8H18 |

**PASO5:**  
El problema pide gramos de C8H18 y nosotros tenemos moles, entonces usamos un factor de conversión utilizando la masa molecular del C8H18.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| C 8 x12.01 =  H 18 x 1.01 = | 98.08  18.18 +  114.26 g | | |
| 0.713 moles C8H18 | | ( | 114.26 g  1 mol | | ) | = 81.47 g de C8H18 |

**Resolver b)**

**RELACIÓNES GRAMOS-GRAMOS**

**http://genesis.uag.mx/edmedia/material/QIno/imagenes/flecha.JPG**¿Cuántos gramos de HNO3 son necesarios para obtener 100 g de Zn(NO3)2 en base a la siguiente ecuación balanceada?  
**4 Zn (s) + 10 HNO3 (ac) 4 Zn(NO3)2 (ac) + N2O (g) + 5 H2O (l)**

**Resolución**

**PASO 1**: La ecuación ya está balanceada.

**PASO 2:**SUSTANCIA DESEADA: HNO3 ? gramos  
SUSTANCIA DE PARTIDA: Zn(NO3)2 100.0 gramos

**PASO 3:** El dato está en gramos, por lo tanto tenemos que realizar una conversión a moles con la masa molar del Zn(NO3)2.

|  |
| --- |
| 65.39  28.02  96 +  189.41 |

Zn(NO3)2

|  |  |
| --- | --- |
| |  | | --- | | Zn 1 x 65.39 =  N 2 x 14.01 =  O 6 x 16 = | |

|  |
| --- |
| 100.0 g Zn(NO3)2 (1 mol ) = 0.530 mol Zn(NO3)2  189.41 g |

**PASO 4:**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 0.530 mol Zn(NO3)2 | [ | 10 mol HNO3  4 mol Zn(NO3)2 | ] | = 1.33 mol HNO3 |

**PASO 5:**El problema pide gramos de HNO3, y nosotros tenemos moles. Utilizamos un factor de conversión con la masa molar de HNO3.

HNO3,

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| |  | | --- | | H 1 x 1.01 = | | N 1 x 14.01 = | | O 3 x 16.00 = | | |  | | --- | | 1.01 | | 14.01 | | 48.00 + | |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 63.02 g | | |
| 1.33 mol HNO3 | ( | 63.02 g  1 mol | ) | = 83.82 g HNO3 |

**CÁLCULOS CON VOLUMEN**

Para realizar cálculos estequiométricos con volumen, es necesario cumplir con tres requisitos:

1) Que la sustancia intervenga en la reacción en estado gaseoso.  
2) Que la reacción se lleve a cabo en condiciones normales de temperatura y presión (T = 0°C = 273°K, P = 1 atm).  
3) Utilizar el volumen molar de un gas, cuyo valor es 22.4 L/mol.

Volumen molar de un gas.- Es el volumen que ocupa una mol de un gas a condiciones normales de temperatura y presión.

Este dato del volumen molar nos permite establecer el factor de conversión de litros a moles.

|  |
| --- |
| **1 MOL = 22.4 Litros** |

La siguiente ecuación balanceada, muestra la reacción de combustión del etano.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **2 C2H6 (g) + 7 O2 (g)** | **http://genesis.uag.mx/edmedia/material/QIno/imagenes/flecha.JPG** | **4 CO2 (g) + 6 H2O (g)** |

**Calcule:**a) ¿Cuántos litros de oxígeno reaccionan con 3.17 moles de C2H6 (etano)?  
b) ¿Cuántas moles de CO2 (bióxido de carbono) se producen si se obtiene 13. 5 litros de vapor de agua?  
c) ¿Cuántos gramos de C2H6 (etano) son necesarios para obtener 125 litros de CO2 (bióxido de carbono)?

**PASO 1**: La ecuación se muestra ya balanceada.

**PASO 2:**

SUSTANCIA DESEADA: O2 litros  
SUSTANCIA DE PARTIDA: C2H6 3.17 moles

**PASO 3**: El dato de la sustancia de partida ya está en moles.

**PASO 4**: Aplicar el factor molar.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 3.27 moles C2H6 | [ | 7 moles de O2  2 moles de C2H6 | ] | = 11.45 moles de O2 |

**PASO 5:** El problema pide litros de oxígeno, por tanto aplicamos el volumen molar para establecer el factor de conversión.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 11.45 moles de O2 | ( | 22.4 L  1 mol | ) | = 256.48 L O2 |

b) ¿Cuántas moles de CO2 (bióxido de carbono) se producen si se obtiene 13. 5 litros de vapor de agua?

**PASO 1:** La ecuación está balanceada.

**PASO 2:**

SUSTANCIA DESEADA: CO2 moles  
SUSTANCIA DE PARTIDA: H2O 13.5 L

**PASO 3**: Debemos convertir 13.5 L a moles.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| 13.5 L H2O | ( | 1 mol  22.4 L | ) | = 0.60 moles H2O |

**PASO 4**: Como el dato ya está en moles, aplicamos el factor molar.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| = 0.60 moles H2O | [ | 4 moles CO2  6 moles H2O | ] | = 0.40 moles de CO2 |

**Resolver**

c) ¿Cuántos gramos de C2H6 (etano) son necesarios para obtener 125 litros de CO2 (bióxido de carbono)?

 **ACTIVIDAD**

1. Calcular las masas moleculares de las siguientes moléculas H2O , CO2 , NH3 , H2SO4 , Ca(OH)2

Datos : Masas atómicas H=1 ; O=16 ; C=12 ; N=14 ;S=32 ;Ca =40

1. Pasar a moles los gramos y a gramos los moles

Datos : M(H2O) = 18 gr/mol ; M(CO2) = 44 gr/mol ; M(NH3) = 17 gr/mol

a) 40 gr de H2O

b) 120 gr de NH3

c) 2 moles de H2O

d) 3 moles de CO2

1. El ácido sulfhídrico (H2S) se puede obtener a partir de la siguiente reacción

**FeS (s) + HCl (ac) FeCl2 (ac) + H2S (g)**

a) Ajusta (Balancea) la ecuación química correspondiente a este proceso

b) Calcula la masa de ácido sulfhídrico que sé obtendrá si se hacen reaccionar 175,7 g de sulfuro de hierro (II)

Datos  Masas atómicas Fe = 55,85 ; S = 32  ;H = 1  ;Cl=35,5

1. Tenemos la reacción: **Ca + HCl → CaCl2 + H2**

a) Ajústala (Balancea)

b) ¿Qué masa de HCl se precisará para reaccionar con 20 g de Ca ?

c)  qué masa de CaCl2 se formará

Datos  Masas atómicas Cl = 35,5; Ca= 40 ; H = 1

1. **C2H5OH + 3O2http://www.eis.uva.es/~qgintro/imagenes/flecha.jpg2CO2+ 3H2O**

 ¿Cuántos moles de CO2 se producen cuando se queman 3.00 mol de C2H5OH de esta manera.

1. Si 3.00 mol de SO2 gaseoso reaccionan con oxígeno para producir trióxido de azufre, ¿cuántos moles de oxígeno se necesitan?
2. Determine el peso molecular aproximado del compuesto siguiente: Ca(C2H3O2)2
3. Estimar el número de moléculas presentes en una cucharada sopera de azúcar de mesa, C12H22O11
4. ¿Cuántos moles están presentes en 25 g de carbonato de calcio CaCO3.?
5. Queremos calcular cuántos moles de CO2 (dióxido de carbono) hay en 200 gramos de CO2: