San Fernando College Anexo T.P.

Asignatura: Química

Prof. Elena Sepúlveda A

Unidad: Estequiometria

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Asignatura:** Ciencias Naturales: Química | | **N° De La Guía: 8** |
| **Título de la Guía: Estequiometria** | | |
| **Objetivo de Aprendizaje (OA):**  • Establecer relaciones cuantitativas entre reactantes y productos en reacciones químicas. | | **Habilidades:**  Comprender, Analizar, Establecer, Comparar, Aplicar, Inferir. |
| **Nombre Docente:** Elena Sepúlveda. | **Correo:** [esepulveda@sanfernandocollege.cl](mailto:esepulveda@sanfernandocollege.cl) | |
| **Nombre Estudiante:** | | **Curso: 1° Medio \_\_\_** |

Estimados estudiantes, con el fin de mejorar el aprendizaje, se están realizando clases por meet por curso:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Curso** | **Día** | **Hora** |
| 1 medio D | Jueves | 16:00-17:00 |
| 1 medio E | Martes | 17:00-18:00 |
| 1 medio E | Viernes | 17:00-18:00 |

Recordar inscribirse en la cuenta de edmodo (código xk7iat).

1. **FUNDAMENTACION TEORICA**

**Átomo.**

El átomo es la partícula más pequeña de un elemento que puede combinarse, o bien, átomo es la partícula más simple de un elemento químico que conserva sus propiedades.

**Masa atómica.**

El átomo es una partícula demasiado pequeña; su tamaño oscila entre 1 y 5 unidades angstroms (1Ǻ =1x 10-8cm); su masa también es muy pequeña la del oxigeno, es de 2,65x 10-23g.

Por tanto, sería absurdo utilizar las unidades de masa conocida: gramos, decigramos, etc.; para superar la dificultada de encontrar la masa real de un átomo, se han considerado valores que resulta de tomar un elemento patrón y compararlo con los demás elementos: son las **masas relativas.**

El patrón tomado como referencia referencias actualmente es el carbono (C-12), al cual se le asigno una masa de 12 **unidades de masa atómica (uma).** Podemos deducir entonces que una unidad de masa atómica (uma) es una doceava parte de la masa de un átomo de carbono. La masa de un átomo expresada en relación con el átomo de carbono se denomina masa atómica y representa la masa promedio de los átomos de un elemento dado. Así, como un átomo de azufre tiene una masa que equivale a 8/3 veces la del átomo de carbono, su masa atómica es:

12 uma x 8/3 = 32 uma

La masa atómica de un elemento es la masa relativa de un átomo promedio del mismo, comparada con la del C-12, que tiene una masa atómica igual a 12 uma.

**CANTIDAD DE SUSTANCIA**

Se expresa mediante la unidad **MOL o MOLE,** es la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) que las contenidas 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, siempre y cuando la masa en gramos sea numéricamente igual al peso atómico, pero expresado en gramos.

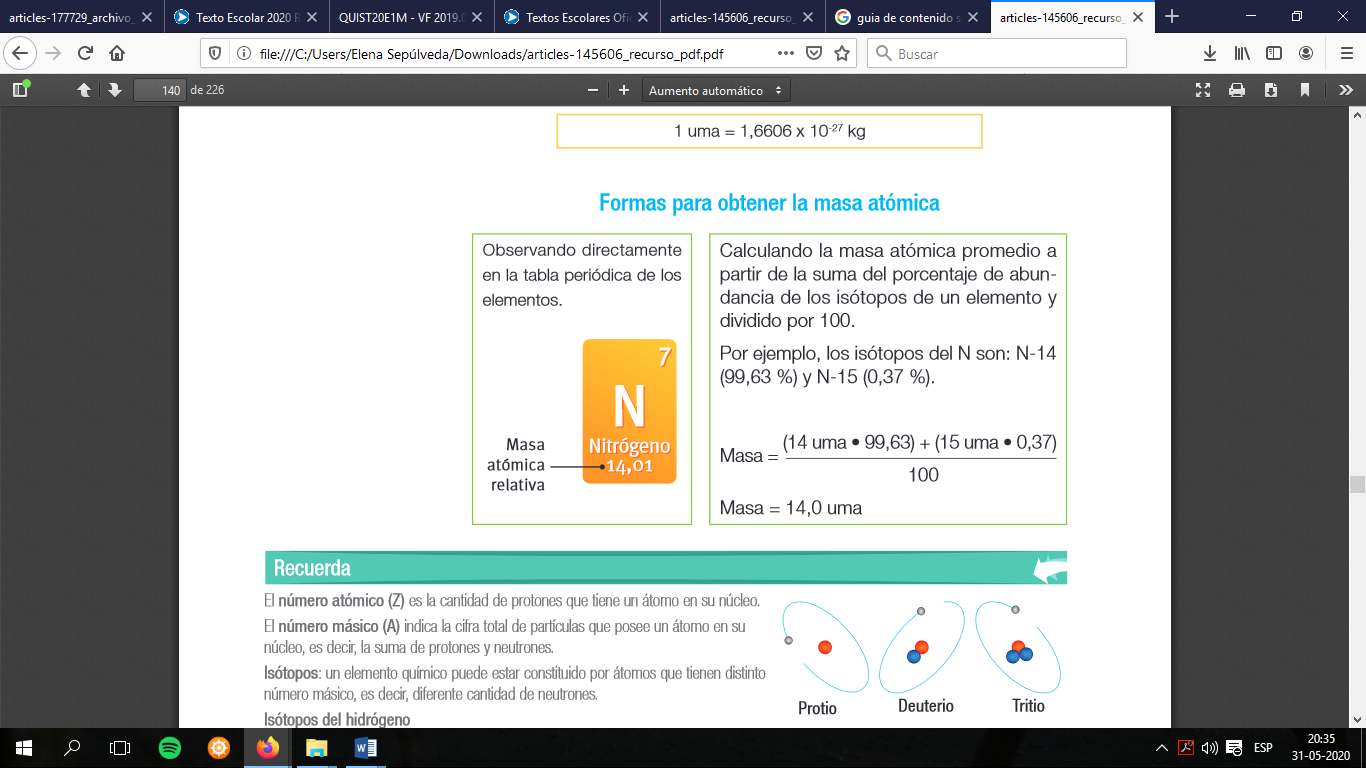
En 16 g de oxígeno hay 1 mol y contiene 6.022x 1023 átomos, porque 16g son numéricamente igual al peso atómico del oxígeno que es de 16 uma

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:



MASA ATOMICA en gramos = 6.022 X 1023 ATOMOS = 1 MOL del elemento deXdelELEMENTO

Ejemplos:

Las masas atómicas de todos los átomos se encuentran en la tabla periódica

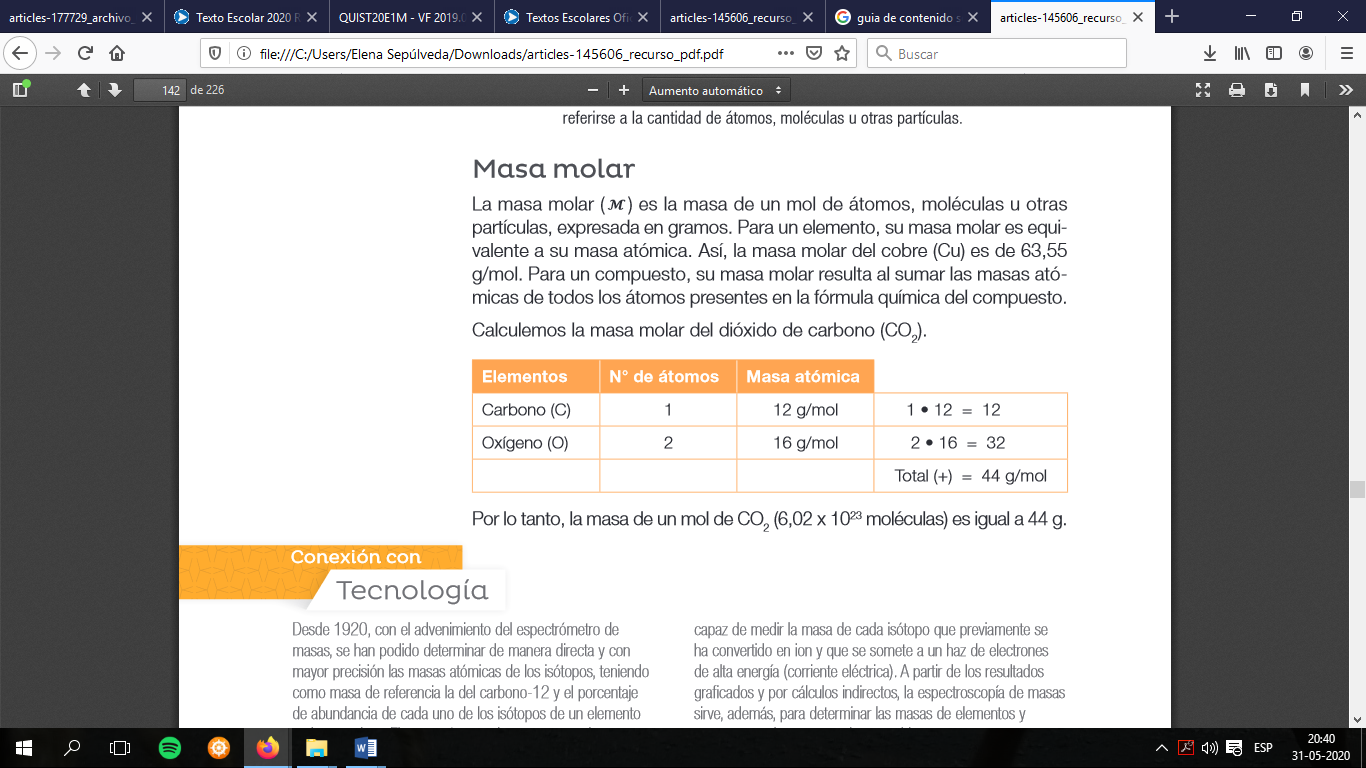
|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Gramos (Masa atómica) | Átomos | Moles |
| 32.06 g de S | 6.022 x 1023 átomos de S | 1 mol de S |
| 63.55 g de Cu | 6.022 x 1023 átomos de Cu | 1 mol de Cu |
| 14.01 g de N | 6.022 x 1023 átomos de N | 1 mol de N |
| 200.59 g de Hg | 6.022 x 1023 átomos de Hg | 1 mol de Hg |

**Magnitudes molares**

Podemos contar cualquier cosa usando el número de Avogadro. Solo debemos saber que en un mol hay 6,02 x 1023 unidades de esa cosa. Si aplicamos esto al átomo, resulta muy conveniente. Por ejemplo: hay 6,02 x 1023 átomos de cobre en un mol de cobre, o hay 6,02 x 1023 moléculas de dióxido de carbono en un mol de dióxido de carbono. Pero ¿cuál es la masa, expresada en gramos, de un mol de dióxido de carbono o cobre?

*Mosa molecular*

La masa molar (MM) es la masa de un mol de átomos, moléculas u otras partículas, expresada en gramos. Para un elemento, su masa molar es equivalente a su masa atómica. Así, la masa molar del cobre (Cu) es de 63,55 g/mol. Para un compuesto, su masa molar resulta al sumar las masas ató-micas de todos los átomos presentes en la fórmula química del compuesto. Calculemos la masa molar del dióxido de carbono (CO2).



Por lo tanto, la masa de un mol de CO2 (6,02 x 1023 moléculas) es igual a 44 g.

Ejercicios:

1.- Calcular la Masa Molar del metanol: CH3OH.

Las Masas Molares de H, C y O son: 1,008, 12,011 y 15,999 gramos / mol respectivamente (ver tabla periódica)

2.-Calcule la masa molecular de cada una de las siguientes sustancias.

a) CH4 b) NO2 c) SO3 d) C6H6

e) NaI f) K2SO4 g) Ca3(PO3)2

3.- Para el fenol C6H6O (Masas C:12,0; H:1,0; O:16,0) Determine la masa molar del compuesto .

4.- Para la acetona C3H6O. Determinar:

a) Cuántos átomos de hidrógeno (H) hay en una molécula de acetona.

b) Cuántos átomos hay en una molécula de acetona.

c) Determine la Masa molar.

5.- Sea la siguiente reacción: 2Al + Fe2O3 → Al2O3 + 2Fe

Calcular: Masas molares del Fe2O3 y Al2O3