

TEMA N° 4. ESTUDIO DEL ÁTOMO

1.- Los átomos se constituyen por tres partículas ELEMENTALES o SUBATÓMICAS ¿Cómo se llaman? ¿Qué carga eléctrica poseen? ¿Cuál es su masa?

Respuesta

<u>PARTICULA</u>	<u>SÍMBOLO</u>	<u>C. ELÉCTRICA</u>	<u>MASA</u>
Electrón	e	(-) negativa (e ⁻)	9,1 . 10 ⁻³¹ kg
Protón	p	(+) positiva (p ⁺)	1,7 . 10 ⁻²⁷ kg
Neutrón	n	neutro (n ⁰)	1,7 . 10 ⁻²⁷ Kg

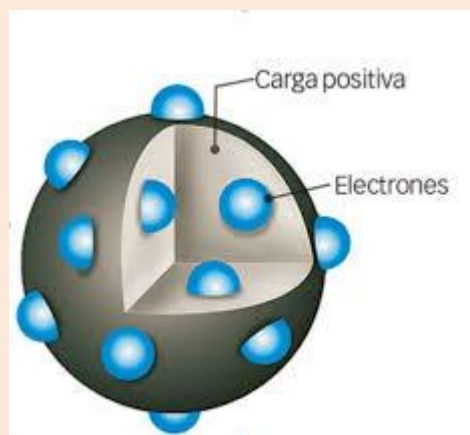
Comparando la masa de las tres partículas observamos que la *masa del electrón* es muy pequeña en comparación con la del *protón* y *neutrón*. Concretamente:

$$m_{e^-} = \frac{1}{1836} m_{p^+} ; \quad m_{e^-} = \frac{1}{1836} m_{n^0} ; \quad m_{p^+} \approx m_{n^0}$$

El electrón *participa poco* en la masa de un *átomo* en comparación con la masa del *protón* y del *neutrón*.

2.- Describe el modelo atómico de THONSOM.

Thomson en 1897 propuso su modelo atómico. Descubrió el *electrón*, al deducir que los rayos catódicos estaban formados por partículas negativas. Su modelo de la estructura atómica consistía en una *esfera de materia no uniforme cargada positivamente, donde se encontraban insertados los electrones* (con carga negativa).



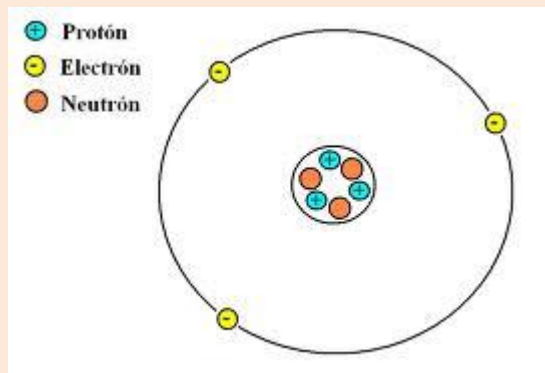
Su modelo también se conocía como *“budín de pasas”*, por la semejanza con éste dulce inglés. El bizcocho es la carga positiva en donde están incrustadas las pasas, es decir, los electrones.

3.- Describe el modelo atómico de RUTHERFORD

En base a la experiencia que lleva su nombre (*Experimento de Rutherford*). Rutherford (1911) postula que:

- El átomo está formado por dos regiones: una *corteza* y un *núcleo*
- En la *corteza* del átomo se encuentran los *electrones* girando en orbitas alrededor del *núcleo*
- El *núcleo* es una región pequeña que se encuentra en el *centro del átomo* y posee la carga eléctrica *positiva*
- El *núcleo* posee la *práctica totalidad de la masa del átomo* por lo que contiene los *protones* (aportan la carga + y su masa) y *neutrones* que aportan su masa

ESTUDIO DEL ÁTOMO



4.-¿ Sabrías diferenciar entre el modelo de Thonsom y el de Rutherford. Ayúdate del profesor si lo consideras necesario

Respuesta:

- En el modelo atómico de Thonsom los electrones **no tienen movimiento**. En el modelo atómico de Rutherford los **electrones giran** en orbitas circulares alrededor del núcleo.
- Rutherford es capaz de dividir al tomo en **Núcleo** y **Corteza Electrónica** conclusión a la que no pudo llegar Thonsom con sus investigaciones

5.- Define NÚMERO ATÓMICO (Z) y NÚMERO MÁSIICO (A).

Respuesta:

El **nº atómico (Z)** = **nº protones** = **nº eletrones** (en átomos neutros)

El **nº másico (A)** = **nº de neutrones** + **nº protones**

Z y **A** se pueden relacionar mediante la ecuación:

$$A = N + Z \left\{ \begin{array}{l} A = \text{N}^\circ \text{ Másico} ; N = \text{N}^\circ \text{ Neutrones} \\ Z = \text{N}^\circ \text{ Protones} \end{array} \right.$$

6.- Realiza la siguiente actividad:

Si el número másico de un átomo es $A = 28$ y tiene 14 protones, calcula su número de neutrones.

Respuesta:

Sabemos que: $A = N + Z$; $28 = N + 14$

$$N (\text{n}^\circ \text{neutrones}) = 28 - 14 = 14$$

7.- Realiza la siguiente actividad:

Indica cuántos electrones, protones y neutrones tienen los átomos de ${}^9\text{Be}_4$ y ${}^{23}\text{Na}_{11}$.

Respuesta:

En el símbolo del elemento químico aparece un exponente que corresponde al Número Másico y un subíndice correspondiente al Número Atómico. Exponente y subíndice pueden aparecer a la izquierda del símbolo, a la derecha del símbolo o bien A en la izquierda y Z a la derecha. En Word lo pondremos de la forma:



Luego:

$${}^9\text{Be}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{N}^\circ \text{ electrones} = \text{n}^\circ \text{ protones} = 4 \\ A = N + Z ; 9 = N + 4 ; N = 9 - 4 = 5 \text{ neutrones} \end{array} \right.$$

$${}^{23}\text{Na}_{11} \left\{ \begin{array}{l} \text{N}^\circ \text{ electrones} = \text{n}^\circ \text{ protones} = 11 \\ A = N + Z ; 23 = N + 11 ; N = 23 - 11 = 12 \text{ neutrones} \end{array} \right.$$

8.- Dibuja la estructura, según el modelo de Rutherford, de los átomos: $^{32}\text{S}_{16}$, $^{40}\text{Ca}_{20}$, $^{31}\text{P}_{15}$, $^{88}\text{Sr}_{38}$ y $^{79}\text{Se}_{34}$.

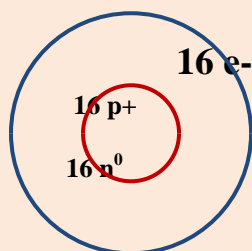
Respuesta:

Recordemos que según Rutherford el átomo se constituye de núcleo en donde existen los protones y neutrones y la corteza electrónica en la que están los electrones girando alrededor del núcleo.

a) $^{32}\text{S}_{16} \rightarrow A = 32 ; Z = 16$

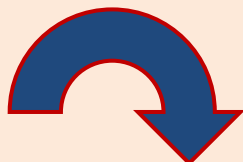
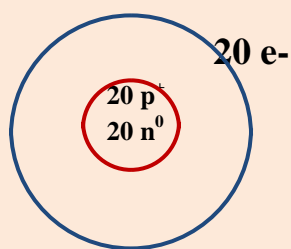
Nº protones = 16 ; nº de electrones = 16

$A = N + Z ; N = A - Z = 32 - 16 = 16$ neutrones

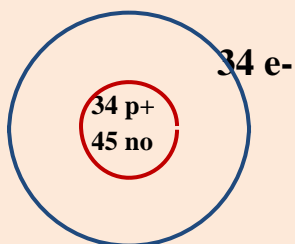
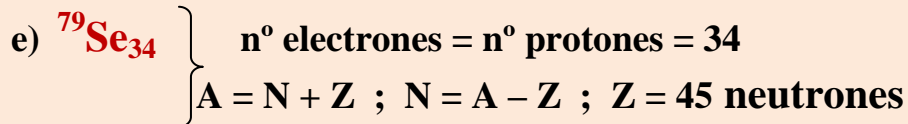
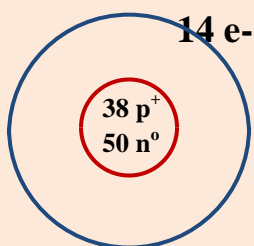
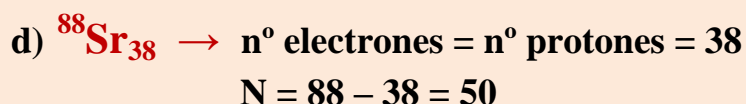
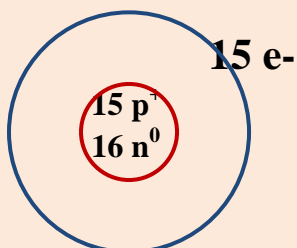
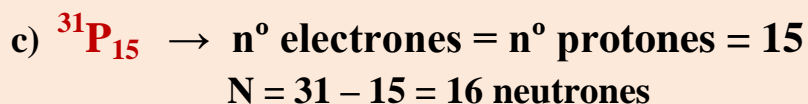


b) $^{40}\text{Ca}_{20} \rightarrow$ nº protones 20 ; nº electrones 20

$N = A - Z ; N = 40 - 20 = 20$ neutrones



ESTUDIO DEL ÁTOMO



9.- Dalton afirma que los átomos de un elemento químicos son exactamente iguales en masa y propiedades. ¿Es cierta esta afirmación?

Respuesta:

NO. Se diferencian en el **NÚMERO de NEUTRONES.**

10.- Define ISÓTOPOS

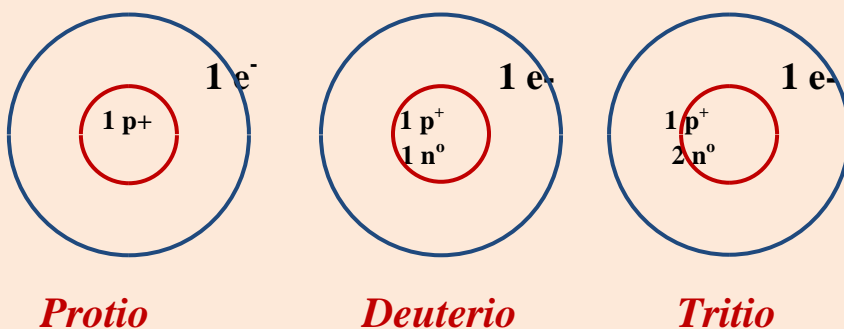
Respuesta:

Átomos de un mismo elemento químico que se diferencian en el número de NEUTRONES.

11.- Establece los isótopos del hidrógeno. Realizar sus estructuras atómicas según Rutherford

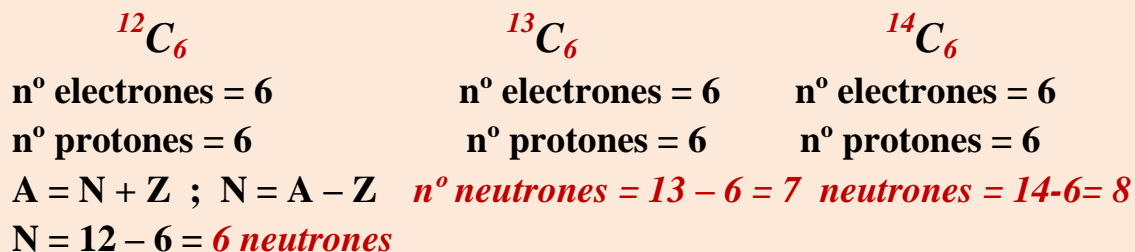
Respuesta:

Protio ${}^1\text{H}_1$; Deuterio ${}^2\text{H}_1$ y Tritio ${}^3\text{H}_1$.

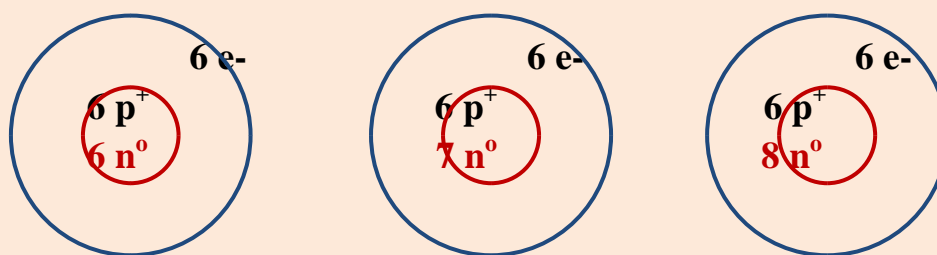


12.- Establece los isótopos del carbono.

Respuesta:



ESTUDIO DEL ÁTOMO



El $^{13}\text{C}_6$ es menos abundante que el $^{12}\text{C}_6$ pero estable. El $^{14}\text{C}_6$ es muy inestable.

13.- ¿Cómo se determina la masa de un átomo?

La masa de los átomos es sumamente pequeña. No existen balanzas que puedan determinar la masa de los átomos. Para poder establecer la masa de los átomos se elige un **átomo** como patrón y experimentalmente se obtiene su **masa**. En función de este patrón podemos establecer las masas del resto de los átomos. Por esta razón decimos que la masa de los átomos es **UNA MASA RELATIVA**, es decir, se establece en función del **átomo patrón**.

El átomo patrón ha ido cambiando a lo largo de la historia química, hoy día el átomo patrón es el átomo de carbono isótopo $^{12}\text{C}_6$.

14.- Establece la Unidad de Masa Atómica

Respuesta:

La **unidad de masa atómica** (u) es la doceava parte ($1/12$) de la masa de un átomo de **carbono isótopo** $^{12}\text{C}_6$.

Equivale a $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.

ESTUDIO DEL ÁTOMO

Cuando decimos que el Li tiene una masa de **6,94** queremos decir que un átomo de litio tiene de masa **6,94** veces la *masa de 1/12 parte de un átomo de carbono isótopo $^{12}\text{C}_6$* .

15.- Los átomos de los elementos químicos se unen y forman MOLÉCULAS. ¿Cómo podrías determinar la masa de una molécula?.

Respuesta:

La *Masa Molecular* (Mm) también llamada erróneamente *Peso Molecular* (Pm) [1] es la masa de *una molécula de un compuesto*. Se calcula sumando las *masas atómicas* de todos los átomos que forman dicha *molécula*. Se mide en unidades de masa atómica (u).

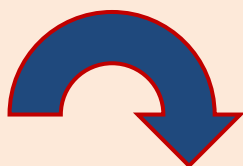
[1] Estamos hablando de masas y el peso es **FUERZA**

16.- Determina la masa molecular (Mm) de las moléculas correspondientes a los compuestos químicos: CO_2 , C_3H_8 y NH_3

Respuesta:

De la Tabla periódica podemos obtener las masas atómicas de los átomos constituyentes de los compuestos en cuestión:

Masas atómicas: C = 12 u ; O = 16 u ; N = 14u ; H = 1 u.



ESTUDIO DEL ÁTOMO

CO₂ → 1 átomo de Carbono y 2 átomos de Oxígeno

$$\begin{array}{l} \text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline \mathbf{44 \text{ u}} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Mm C}_3\text{H}_8 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 3 \cdot 12 \text{ u} = 36 \text{ u} \text{ (3 átomos de C)} \\ \text{H: } 1 \cdot 8 \text{ u} = 8 \text{ u} \text{ (8 átomos de H)} \end{array} \right. \\ \hline \mathbf{44 \text{ u}} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Mm NH}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{N: } 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \text{ (1 átomo de N)} \\ \text{H: } 1 \cdot 3 \text{ u} = 3 \text{ u} \text{ (3 átomos de H)} \end{array} \right. \\ \hline \mathbf{17 \text{ u}} \end{array}$$

17.- Con los datos de las masas atómicas determina la masa molecular de los siguientes compuestos químicos:

Cloruro de hidrógeno → HCl

Dióxido de carbono → CO₂

Carbonato de calcio → CaCO₃

Sulfato de cobre → CuSO₄

Respuesta:

**Masas Atómicas: H = 1 u; Cl = 35,5 u; C = 12 u; O = 16 u;
Ca = 40 u; Cu = 63,5 u; S = 32 u;**

ESTUDIO DEL ÁTOMO

Los **IONES** se pueden clasificar en:

- a) **Cationes**.- Poseen un exceso de cargas positivas igual al n° de electrones que ceden:

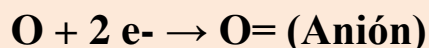
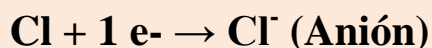


- b) **Aniones**.- Poseen exceso de cargas negativas igual al n° de electrones que aceptan:

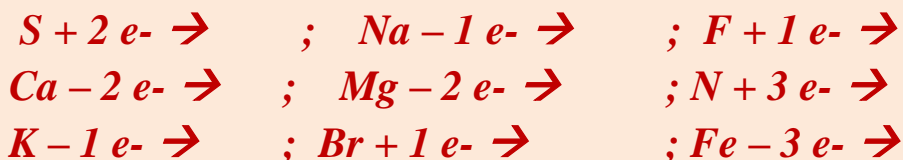


19.- Escribe la ecuación de ionización del cloro cuando gana un electrón, la del oxígeno cuando gana dos electrones y la del aluminio cuando pierde tres electrones.

Respuesta:

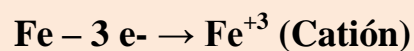
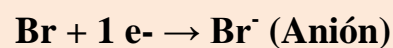
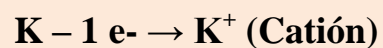
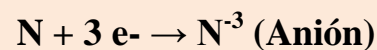
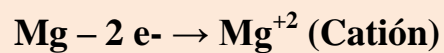
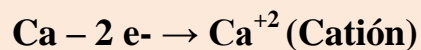
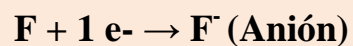
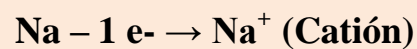
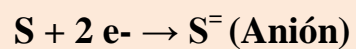


20.- Completa las siguientes reacciones de ionización, determinando si la especie obtenida es un anión o un catión:



ESTUDIO DEL ÁTOMO

Respuesta:



----- O -----

Se acabó

Antonio Zaragoza López