

Test 1 QUÍMICA GENERAL I (531.140)-PAUTA

80 minutos

Unidad 1 y Unidad 2

Puntaje total: 60 puntos.

Nota: ((puntaje/10)+1)

1. (8 puntos) Propiedades de la materia, Propiedades físicas

Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

El metano es una molécula (V)

La flexibilidad del estaño es una propiedad química (F)

La temperatura es una propiedad intensiva (V)

El acero es un elemento (F)

Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

El metano es un elemento (F)

La flexibilidad del estaño es una propiedad física (V)

La temperatura es una propiedad extensiva (F)

El acero es una mezcla homogénea (V)

Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

El argón es una molécula (F)

La dureza del cemento es una propiedad física (V)

La viscosidad es una propiedad intensiva (V)

El aire es una mezcla heterogénea (F)

Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

El argón es un elemento (V)

La dureza del cemento es una propiedad química (F)

La viscosidad es una propiedad extensiva (F)

El aire es una mezcla homogénea (V)

Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

El monóxido de carbono es una molécula (V)

La evaporación del etanol a 78 °C es una propiedad física (V)

La aceleración de gravedad es una propiedad extensiva (F)

El bronce es un elemento (F)

Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

El monóxido de carbono es un elemento (F)

La evaporación del etanol a 78 °C es una propiedad química (F)

La aceleración de gravedad es una propiedad intensiva (V)

El bronce es una mezcla homogénea (V)

Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

El helio es una molécula (F)

El brillo de un metal es una propiedad física (V)

La energía potencial es una propiedad intensiva (F)

El polvo en el aire es una mezcla heterogénea (V)

Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

El helio es un elemento (V)

El brillo de un metal es una propiedad química (F)

La energía potencial es una propiedad extensiva (V)

El polvo en el aire es una mezcla homogénea (F)

Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

La glucosa es una molécula (V)

La sublimación del CO₂ es una propiedad física (V)

La energía cinética de un auto es una propiedad extensiva (V)

Una bebida gaseosa es una mezcla homogénea (F)

Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

La glucosa es un elemento (F)

La sublimación del CO_2 es una propiedad química (F)

La energía cinética de un auto es una propiedad intensiva (F)

Una bebida gaseosa es una mezcla heterogénea (V)

2. (6 puntos) Z y A, el alumno deberá responder 2 de las siguientes posibles completar en el espacio

Completar el espacio en blanco con la cantidad correcta de partículas subatómicas presentes en el siguiente átomo.

****Ingrese solo números en el recuadro***

El ${}^{79}_{44}\text{Ru}^{2+}$ tiene [44] protones, [35] neutrones y [42] electrones

Completar el espacio en blanco con la cantidad correcta de partículas subatómicas presentes en el siguiente átomo.

****Ingrese solo números en el recuadro***

El ${}^{82}_{45}\text{Rh}^{3+}$ tiene [45] protones, [37] neutrones y [42] electrones

Completar el espacio en blanco con la cantidad correcta de partículas subatómicas presentes en el siguiente átomo.

****Ingrese solo números en el recuadro***

El ${}^{121}_{75}\text{Re}^{5+}$ tiene [75] protones, [46] neutrones y [70] electrones

Completar el espacio en blanco con la cantidad correcta de partículas subatómicas presentes en el siguiente átomo.

****Ingrese solo números en el recuadro***

El ${}^{261}_{104}\text{Rf}^{2+}$ tiene [104] protones, [157] neutrones y [102] electrones

Completar el espacio en blanco con la cantidad correcta de partículas subatómicas presentes en el siguiente átomo.

****Ingrese solo números en el recuadro***

El ${}^{224}_{88}\text{Ra}^{1+}$ tiene [88] protones, [136] neutrones y [87] electrones

3. (10 puntos) Determinación de masa de un isótopo

Un elemento incógnito se encuentra naturalmente en cuatro formas isotópicas, ¿cuál es la masa atómica promedio de este elemento?

Considerar el uso correcto de cifras significativas.

Isótopo	masa Isótopo (uma)	%abundancia
X ₁	16.0214	13.9687
X ₂	17.3658	8.9687
X ₃	18.9678	64.6378
X ₄	21.9687	12.4247

****Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal***

La masa atómica promedio del elemento incógnito es [18.7854] uma

$$\begin{aligned}M &= (16.0214 \text{ uma} \times 0.139687) + (17.3658 \text{ uma} \times 0.089687) + (18.9678 \text{ uma} \times 64.6378) \\&\quad + (21.9687 \text{ uma} \times 0.124247) \\M &= (2.23798 \text{ uma} + 1.55749 \text{ uma} + 12.2604 \text{ uma} + 2.72955 \text{ uma}) = 18.78542 \text{ uma}\end{aligned}$$

Un elemento incógnito se encuentra naturalmente en cuatro formas isotópicas, ¿cuál es la masa atómica promedio de este elemento?

Considerar el uso correcto de cifras significativas.

Isótopo	masa Isótopo (uma)	% abundancia
X ₁	26.0214	19.3589
X ₂	27.3658	45.2894
X ₃	28.9678	21.9678
X ₄	29.9687	13.3839

****Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal***

La masa atómica promedio del elemento incógnito es [27.8058] uma

$$\begin{aligned}M &= (26.0214 \text{ uma} \times 0.193589) + (27.3658 \text{ uma} \times 0.452894) + (28.9678 \text{ uma} \times 0.219678) \\&\quad + (29.9687 \text{ uma} \times 0.133839)\end{aligned}$$

$$M = (5.03746 \text{ uma} + 12.3938 \text{ uma} + 6.36359 \text{ uma} + 4.01098 \text{ uma}) = 27.8058 \text{ uma}$$

Un elemento incógnito se encuentra naturalmente en cuatro formas isotópicas, ¿cuál es la masa atómica promedio de este elemento?

Considerar el uso correcto de cifras significativas.

Isótopo	masa Isótopo (uma)	% abundancia
X ₁	41.0238	30.9541
X ₂	42.7643	13.9745
X ₃	43.2098	21.9845
X ₄	44.5034	33.0869

***Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal**

La masa atómica promedio del elemento incógnito es [42.8989] uma

$$M = (41.0238 \text{ uma} \times 0.309541) + (42.7643 \text{ uma} \times 0.139745) + (43.2098 \text{ uma} \times 0.219845) + (44.5034 \text{ uma} \times 0.330869)$$

$$M = (12.6985 \text{ uma} + 5.97610 \text{ uma} + 9.49946 \text{ uma} + 14.7248 \text{ uma}) = 42.8989 \text{ uma}$$

Un elemento incógnito se encuentra naturalmente en cuatro formas isotópicas, ¿cuál es la masa atómica promedio de este elemento?

Considerar el uso correcto de cifras significativas.

Isótopo	masa Isótopo (uma)	% abundancia
X ₁	64.0548	9.8145
X ₂	65.1984	10.4581
X ₃	66.8634	34.0956
X ₄	67.7653	45.6318

***Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal**

La masa atómica promedio del elemento incógnito es [66.8252] uma

$$M = (64.0548 \text{ uma} \times 0.098145) + (65.1984 \text{ uma} \times 0.104581) + (66.8634 \text{ uma} \times 0.340956) + (67.7653 \text{ uma} \times 0.456318)$$

$$M = (6.2867 \text{ uma} + 6.81851 \text{ uma} + 22.7975 \text{ uma} + 30.9225 \text{ uma}) = 66.8252 \text{ uma}$$

Un elemento incógnito se encuentra naturalmente en cuatro formas isotópicas, ¿cuál es la masa atómica promedio de este elemento?

Considerar el uso correcto de cifras significativas.

Isótopo	masa Isótopo (uma)	% abundancia
X ₁	89.3681	8.2084
X ₂	90.4582	54.8938
X ₃	91.0285	16.5601
X ₄	92.7453	20.3377

****Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal***

La masa atómica promedio del elemento incógnito es [90.9283] uma

$$M = (89.3681 \text{ uma} \times 0.082084) + (90.4582 \text{ uma} \times 0.548938) + (91.0285 \text{ uma} \times 0.165601) + (92.7453 \text{ uma} \times 0.203377)$$

$$M = (7.3357 \text{ uma} + 49.6559 \text{ uma} + 15.0744 \text{ uma} + 18.8623 \text{ uma}) = 90.9283 \text{ uma}$$

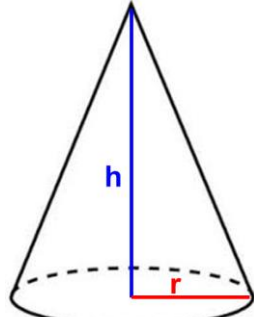
4. (12 puntos)Cifras significativas

Un trozo de metal en forma de cono tiene una altura de 7.85 cm y un radio de 2.658 cm. La densidad del metal es 1.4921 g/cm³. Resuelva las siguientes preguntas con el uso correcto de cifras significativas.

****Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal***

El volumen del cono es [58.1] cm³

La masa del cono es [86.7] gramos

<p>Datos: $\pi=3.1416$</p> $V = \frac{1}{3} \pi r^2 h$	
---	--

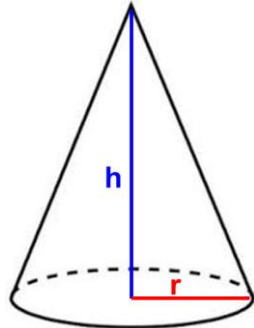
$$V = \frac{1}{3} 3.1416 \times (2.658 \text{ cm})^2 \times (7.85 \text{ cm}) = 58.1 \text{ cm}^3$$

$$m = d \times V = 1.4921 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 58.1 \text{ cm}^3 = 86.7 \text{ g}$$

Un trozo de metal en forma de cono tiene una altura de 2.70 cm y un radio de 3.584 cm. La densidad del metal es 1.7602 g/cm³. Resuelva las siguientes preguntas con el número correcto de cifras significativas.

****Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal***

El volumen del cono es [36.3] cm³
 La masa del cono es [63.9] gramos

<p>Datos: $\pi=3.1416$</p> $V = \frac{1}{3} \pi r^2 h$	
---	--

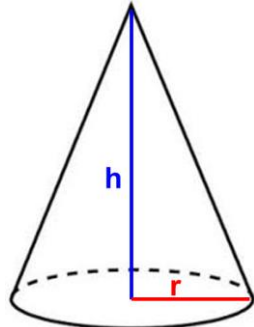
$$V = \frac{1}{3} 3.1416 \times (3.584 \text{ cm})^2 \times (2.70 \text{ cm}) = 36.3 \text{ cm}^3$$

$$m = d \times V = 1.7602 \times 36.3 \text{ cm}^3 = 63.9 \text{ g}$$

Un trozo de metal en forma de cono tiene una altura de 8.89 cm y un radio de 1.573 cm. La densidad del metal es 1.2065 g/cm³. Resuelva las siguientes preguntas con el número correcto de cifras significativas.

****Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal***

El volumen del cono es [23.0] cm³
 La masa del cono es [27.7] gramos

<p>Datos: $\pi=3.1416$</p> $V = \frac{1}{3} \pi r^2 h$	
---	--

$$V = \frac{1}{3} 3.1416 \times (1.573 \text{ cm})^2 \times (8.89 \text{ cm}) = 23.0 \text{ cm}^3$$

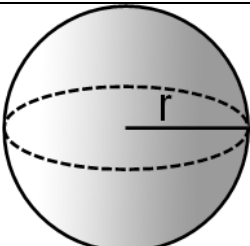
$$m = d \times V = 1.2065 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 23.0 \text{ cm}^3 = 27.7 \text{ g}$$

Un trozo de metal en forma de esfera tiene un diámetro de 5.136 cm. La densidad del metal es 1.246 g/cm³. Resuelva las siguientes preguntas con el número correcto de cifras significativas.

****Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal***

El volumen de la esfera es [70.94] cm³

La masa de la esfera es [88.39] gramos

<p>Datos: $\pi=3.1416$</p> $V_{esfera} = \frac{4}{3}\pi r^3$	
---	--

$$V = \frac{4}{3} 3.1416 \times \left(\frac{5.136 \text{ cm}}{2}\right)^3 = 70.94 \text{ cm}^3$$

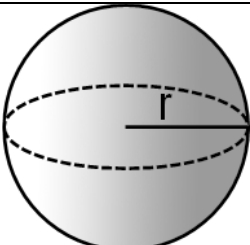
$$m = d \times V = 1.246 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 70.94 \text{ cm}^3 = 88.39 \text{ g}$$

Un trozo de metal en forma de esfera tiene un diámetro de 3.946 cm. La densidad del metal es 1.792 g/cm³. Resuelva las siguientes preguntas con el número correcto de cifras significativas.

****Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal***

El volumen de la esfera es [32.17] cm³

La masa de la esfera es [57.65] gramos

<p>Datos: $\pi=3.1416$</p> $V_{esfera} = \frac{4}{3}\pi r^3$	
---	--

$$V = \frac{4}{3} 3.1416 \times \left(\frac{3.946 \text{ cm}}{2}\right)^3 = 32.17 \text{ cm}^3$$

$$m = d \times V = 1.792 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 32.17 \text{ cm}^3 = 57.65 \text{ g}$$

5. (12 puntos) Átomos a gramos

Una muestra de Al₂(SO₄)₃, contiene 3.678x10²³ átomos de aluminio. Considerando esta información, complete la información faltante en cada recuadro.

Datos: M (g/mol): Al=26.98; S=32.07; O=16.00. $N_A=6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

***Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal**

Hay [0.3054] moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Hay [29.38] g de azufre

Hay [104.5] gramos de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

$$3.67 \times 10^{23} \text{ átomos Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos Al}} \times \frac{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{2 \text{ moles Al}} = 0.3054 \text{ moles Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$0.3054 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{3 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} \times \frac{32.07 \text{ g}}{1 \text{ mol O}} = 29.38 \text{ g S}$$

$$0.3054 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{342.2 \text{ g}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 104.5 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

Una muestra de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, contiene 3.079×10^{24} átomos de oxígeno. Considerando esta información, complete la información faltante en cada recuadro.

Datos: M (g/mol): Al=26.98; S=32.07; O=16.00. $N_A=6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

***Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal**

Hay [0.4261] moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Hay [22.99] gramos de aluminio

Hay [145.8] gramos de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

$$3.079 \times 10^{24} \text{ átomos O} \times \frac{1 \text{ unidades Al}_2(\text{SO}_4)_3}{12 \text{ átomos}} = 2.566 \times 10^{23} \text{ unidades Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$2.566 \times 10^{23} \text{ moléculas Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{1 \text{ mol}}{6.022 \times 10^{23} \text{ unidades Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0.4261 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$0.4261 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} \times \frac{26.98 \text{ g}}{1 \text{ mol Al}} = 22.99 \text{ g Al}$$

$$0.4261 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{342.2 \text{ g}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 145.8 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

Una muestra de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, contiene 8.691×10^{23} átomos de azufre. Considerando esta información, complete la información faltante en cada recuadro.

Datos: M (g/mol): Al=26.98; S=32.07; O=16.00. $N_A=6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

***Ingrese solo números el recuadro, use el punto como decimal**

Hay [0.4811] moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Hay [92.37] gramos de oxígeno

Hay [164.6] gramos de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

$$8.691 \times 10^{23} \text{ átomos S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos S}} \times \frac{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{3 \text{ moles S}} = 0.4811 \text{ moles Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$0.4811 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{12 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} \times \frac{16.00 \text{ g}}{1 \text{ mol O}} = 92.37 \text{ g O}$$

$$0.4811 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3 \times \frac{342.2 \text{ g}}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3} = 164.6 \text{ g } Al_2(SO_4)_3$$

Una muestra de $(NH_4)_3PO_4$, contiene 4.213×10^{24} átomos de hidrógeno. Considerando esta información, complete la información faltante en cada recuadro.

Datos: M (g/mol): H=1.008; N=14.01; P=30.97; O=16.00. $N_A=6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

***Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal**

Hay [0.5830] moles de $(NH_4)_3PO_4$

Hay [37.31] gramos de oxígeno

Hay [86.92] gramos de $(NH_4)_3PO_4$

$$4.213 \times 10^{24} \text{ átomos H} \times \frac{1 \text{ mol S}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos H}} \times \frac{1 \text{ mol } (NH_4)_3PO_4}{12 \text{ moles S}} = 0.5830 \text{ moles } (NH_4)_3PO_4$$

$$0.5830 \text{ mol } (NH_4)_3PO_4 \times \frac{4 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3} \times \frac{16.00 \text{ g}}{1 \text{ mol O}} = 37.31 \text{ g O}$$

$$0.5830 \text{ mol } (NH_4)_3PO_4 \times \frac{149.1 \text{ g}}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3} = 86.93 \text{ g } Al_2(SO_4)_3$$

Una muestra de $Ca(NO_3)_2$, contiene 3.241×10^{24} átomos de oxígeno. Considerando esta información, complete la información faltante en cada recuadro.

Datos: M (g/mol): Ca=40.08; N=14.00; O=16.00. $N_A=6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

***Ingrese solo números en el recuadro, use el punto como decimal**

Hay [0.8970] moles de $Ca(NO_3)_2$

Hay [25.13] gramos de nitrógeno

Hay [147.2] gramos de $Ca(NO_3)_2$

$$3.241 \times 10^{24} \text{ átomos O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos O}} \times \frac{1 \text{ mol } Ca(NO_3)_2}{6 \text{ moles O}} = 0.8970 \text{ moles } Ca(NO_3)_2$$

$$0.8970 \text{ mol } Ca(NO_3)_2 \times \frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol } Ca(NO_3)_2} \times \frac{14.01 \text{ g}}{1 \text{ mol O}} = 25.13 \text{ g O}$$

$$0.897 \text{ mol } Ca(NO_3)_2 \times \frac{164.1 \text{ g}}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3} = 147.2 \text{ g } Ca(NO_3)_2$$

6. (12 puntos) Fórmula molecular

La fórmula empírica y molecular de un compuesto orgánico que contiene C, H y N es determinado por combustión con un exceso de oxígeno, producto de la combustión se generan solo tres especies H_2O , CO_2 y NO_2 .

Datos: M (g/mol): H=1.008; C=12.01; N=14.01; O=16.00; $CO_2=44.01$; $H_2O=18.02$; $NO_2=46.01$

¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto si producto de la combustión se obtienen 10.7204 g de CO_2 , 3.2921 g de H_2O y 5.6038 g de NO_2 ?

***Ingrese solo números en el recuadro**

C [2] H [3] N [1]

$$10.7204 \text{ g } CO_2 \times \frac{12.01 \text{ g } C}{44.01 \text{ } CO_2} = 2.9255 \text{ g } C$$

$$3.2921 \text{ g } H_2O \times \frac{2.016 \text{ g } H}{18.02 \text{ } H_2O} = 0.36831 \text{ g } H$$

$$5.6038 \text{ g } NO_2 \times \frac{14.01 \text{ g } N}{46.01 \text{ } NO_2} = 1.7064 \text{ g } N$$

$$C = \frac{2.9255 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = \frac{0.24359 \text{ mol}}{0.1218 \text{ mol}} = 2$$

$$H = \frac{0.36831 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = \frac{0.36539 \text{ mol}}{0.1218 \text{ mol}} = 3$$

$$N = \frac{1.7064 \text{ g}}{14.01 \text{ g/mol}} = \frac{0.1218 \text{ mol}}{0.1218 \text{ mol}} = 1.0000$$

$$F.E = C_2H_3N \quad M.F.E = 41.05 \text{ g/mol}$$

¿Cuál es la formula molecular si en 10.0000 g del compuesto hay 6.089×10^{-2} moles?

***Ingrese solo números en el recuadro**

$$C \text{ [8]} H \text{ [12]} N \text{ [4]}$$

$$M_{\text{compuesto}} = \frac{10.0000 \text{ g}}{6.089 \times 10^{-2} \text{ moles}} = 164.2 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{M}{M.F.E} = \frac{164.2 \text{ g/mol}}{41.05 \text{ g}} = 4$$

$$FM = 4 \times FE = C_8H_{12}O_4$$

La fórmula empírica y molecular de un compuesto orgánico que contiene C, H y N es determinado por combustión con un exceso de oxígeno, producto de la combustión se generan solo tres especies H_2O , CO_2 y NO_2 .

Datos: M (g/mol): H=1.008; C=12.01; N=14.00; O=16.00; CO_2 =44.01; H_2O =18.02; NO_2 =46.01

¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto si producto de la combustión se obtienen 11.5623 g de CO_2 , 5.5233 g de H_2O y 4.0292 g de NO_2 ?

***Ingrese solo números en el recuadro**

$$C \text{ [3]} H \text{ [7]} N \text{ [1]}$$

$$11.5623 \text{ g } CO_2 \times \frac{12.01 \text{ g } C}{44.01 \text{ } CO_2} = 3.15526 \text{ g } C$$

$$5.5233 \text{ g } H_2O \times \frac{2.016 \text{ g } H}{18.02 \text{ g } H_2O} = 0.61792 \text{ g } H$$

$$4.0292 \text{ g } NO_2 \times \frac{14.00 \text{ g } N}{46.00 \text{ g } NO_2} = 1.2263 \text{ g } N$$

$$C = \frac{3.15526 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = \frac{0.262719 \text{ mol}}{0.087593 \text{ mol}} = 2.9993 \approx 3$$

$$H = \frac{0.61792 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = \frac{0.61302 \text{ mol}}{0.087593 \text{ mol}} = 6.9985 \approx 7$$

$$N = \frac{1.2263 \text{ g}}{14.00 \text{ g/mol}} = \frac{0.087593 \text{ mol}}{0.087593 \text{ mol}} = 1.0000$$

$$F.E = C_3H_7N \quad M.F.E = 57.09 \text{ g}$$

¿Cuál es la fórmula molecular si en 10.0000 g del compuesto hay 8.757×10^{-2} moles?

***Ingrese solo números en el recuadro**

$$C [6] H [14] N [2]$$

$$M_{\text{compuesto}} = \frac{10.0000 \text{ g}}{8.757 \times 10^{-2} \text{ moles}} = 114.2 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{M}{M.F.E} = \frac{114.2 \text{ g/mol}}{57.09 \text{ g}} = 2$$

$$FM = 2 \times FE = C_6H_{14}N_2$$

La fórmula empírica y molecular de un compuesto orgánico que contiene C, H y N es determinado por combustión con un exceso de oxígeno, producto de la combustión se generan solo tres especies H_2O , CO_2 y NO_2 .

Datos: M (g/mol): H=1.008; C=12.01; N=14.00; O=16.00; CO_2 =44.01; H_2O =18.02; NO_2 =46.01

¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto si producto de la combustión se obtienen 13.9096 g de CO_2 , 2.8477 g de H_2O y 2.9083 g de NO_2 ?

***Ingresar solo números en el recuadro**

$$C [5] H [5] N [1]$$

$$m_C = 13.9096 \text{ g } CO_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44.01 \text{ g } CO_2} \times \frac{1 \text{ mol } C}{1 \text{ mol } CO_2} \times \frac{12.01 \text{ g } C}{1 \text{ mol } C} = 3.79583 \text{ g } C$$

$$m_H = 2.8477 \text{ g } H_2O \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18.02 \text{ g } H_2O} \times \frac{2 \text{ mol } H}{1 \text{ mol } H_2O} \times \frac{1.008 \text{ g } H}{1 \text{ mol } H} = 0.31859 \text{ g } H$$

$$m_N = 2.9083 \text{ g NO}_2 \times \frac{1 \text{ mol NO}_2}{46.00 \text{ g NO}_2} \times \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NO}_2} \times \frac{14.00 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} = 0.88513 \text{ g N}$$

$$n_C = \frac{3.79583 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = \frac{0.316056 \text{ mol}}{0.063224 \text{ mol}} = 4.99899 \approx 5$$

$$n_H = \frac{0.31859 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = \frac{0.31606 \text{ mol}}{0.063224 \text{ mol}} = 4.9991 \approx 5$$

$$n_N = \frac{0.88513 \text{ g}}{14.00 \text{ g/mol}} = \frac{0.063224 \text{ mol}}{0.063224 \text{ mol}} = 1.0000$$

$$\text{F.E} = \text{C}_5\text{H}_5\text{N} \quad \text{M F.E} = 79.09 \text{ g}$$

¿Cuál es la formula molecular si en 10.0000 g del compuesto hay 6.321×10^{-2} moles?

***Ingresar solo números en el recuadro**

C [10] H [10] N [2]

$$M_{\text{compuesto}} = \frac{10.0000 \text{ g}}{6.321 \times 10^{-2} \text{ moles}} = 158.2 \text{ g/mol}$$

$$N = \frac{M_{\text{comp}}}{M_{\text{F.E}}} = \frac{158.2 \text{ g/mol}}{79.09 \text{ g}} = 2$$

$$F.M = N \times F.E \Rightarrow 2 \times (C_5H_5N) = C_{10}H_{10}N_2$$

La fórmula empírica y molecular de un compuesto orgánico que contiene C, H y N es determinado por combustión con un exceso de oxígeno, producto de la combustión se generan solo tres especies H_2O , CO_2 y NO_2 .

Datos: M (g/mol): H=1.008; C=12.01; N=14.00; O=16.00; CO_2 =44.01; H_2O =18.02; NO_2 =46.01

¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto si producto de la combustión se obtienen 13.4491 g de CO_2 , 5.5068 g de H_2O y 2.3434 g de NO_2 ?

***Ingresar solo números en el recuadro**

C [6] H [12] N [1]

$$\text{mol C} = \frac{13.4491 \text{ g CO}_2}{44.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de CO}_2} = 0.30559 \text{ mol C}$$

$$\text{mol H} = \frac{5.5068 \text{ g H}_2\text{O}}{18.02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol de H}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 0.61119 \text{ mol H}$$

$$\text{mol N} = \frac{2.3434 \text{ g NO}_2}{46.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{NO}_2} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{1 \text{ mol de NO}_2} = 0.050932 \text{ mol H}$$

$$C = \frac{0.30559 \text{ mol}}{0.050932 \text{ mol}} = 6$$

$$H = \frac{0.61119 \text{ mol}}{0.050932 \text{ mol}} = 12$$

$$N = \frac{0.050932 \text{ mol}}{0.050932 \text{ mol}} = 1.0000$$

$$\text{F.E} = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{N} \quad \text{M F.E} = 98.17 \text{ g/mol}$$

¿Cuál es la formula molecular si en 10.0000 g del compuesto hay 5.093×10^{-2} moles?

***Ingresar solo números en el recuadro**

C [12] H [24] N [2]

$$M_{\text{compuesto}} = \frac{10.0000 \text{ g}}{5.093 \times 10^{-2} \text{ moles}} = 196.3 \text{ g/mol}$$

$$N = \frac{M_{\text{comp}}}{M_{\text{F.E}}} = \frac{196.3 \text{ g/mol}}{98.17 \text{ g}} = 2$$

$$F.M = N \times F.E \Rightarrow 2 \times (C_6H_{12}N) = C_{12}H_{24}N_2$$

La fórmula empírica y molecular de un compuesto orgánico que contiene C, H y N es determinado por combustión con un exceso de oxígeno, producto de la combustión se generan solo tres especies H₂O, CO₂ y NO₂.

Datos: M (g/mol): H=1.008; C=12.01; N=14.00; O=16.00; CO₂=44.01; H₂O=18.02; NO₂=46.01

¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto si producto de la combustión se obtienen 12.4404 g de CO₂, 2.5469 g de H₂O y 4.3352 g de NO₂?

***Ingresar solo números en el recuadro**

C [3] H [3] N [1]

$$\text{mol C} = \frac{12.4404 \text{ g CO}_2}{44.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{1 \text{ mol de CO}_2} = 0.28275 \text{ mol C}$$

$$\text{mol H} = \frac{2.5469 \text{ g H}_2\text{O}}{18.02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol de H}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 0.28267 \text{ mol H}$$

$$\text{mol } N = \frac{4.3352 \text{ g } NO_2}{46.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} NO_2} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{1 \text{ mol de } NO_2} = 0.094223 \text{ mol } H$$

$$C = \frac{0.28275 \text{ mol}}{0.094223 \text{ mol}} = 3$$

$$H = \frac{0.28267 \text{ mol}}{0.094223 \text{ mol}} = 3$$

$$N = \frac{0.050932 \text{ mol}}{0.094223 \text{ mol}} = 1$$

$$\text{F.E} = C_3H_3N \quad \text{M F.E} = 53.06 \text{ g/mol}$$

¿Cuál es la formula molecular si en 10.0000 g del compuesto hay 4.711×10^{-2} moles?

****Ingresar solo números en el recuadro***

C [12] H [12] N [4]

$$M_{\text{compuesto}} = \frac{10.0000 \text{ g}}{4.711 \times 10^{-2} \text{ moles}} = 212.3 \text{ g/mol}$$

$$N = \frac{M_{\text{comp}}}{M_{\text{F.E}}} = \frac{212.3 \text{ g/mol}}{53.06 \text{ g}} = 4$$

$$F.M = N \times F.E \Rightarrow 4 \times (C_3H_3N) = C_{12}H_{12}N_4$$