

QUÍMICA GENERAL
SERIE DE PROBLEMAS
UNIDAD ESTEQUIOMETRÍA

Conceptos Básicos.

El **peso molecular (PM)** de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos en una molécula de la sustancia y se expresa en **unidades de masa atómica**. Por ejemplo, el peso molecular del agua, H_2O , es 18.0 uma.

El **peso fórmula (PF)** de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos en una unidad formular del compuesto, sea molecular o no. Por ejemplo, el cloruro de sodio, NaCl , tiene un peso fórmula de 58.44 uma. Este compuesto es iónico, así que estrictamente la expresión “peso molecular de NaCl ” no tiene significado. El peso molecular y el peso fórmula calculados a partir de la fórmula molecular de una sustancia son idénticos.

Un **mol** (símbolo **mol**) se define como la cantidad de una sustancia dada que contiene tantas moléculas o unidades formulares como el número de átomos en exactamente 12 g de carbono-12. El número de átomos en una muestra de 12 g de carbono-12, se llama **número de Avogadro (N_A)** y tiene un valor de 6.023×10^{23} . Por lo tanto, un mol de moléculas, de átomos, etcétera, contiene el número de Avogadro. Por ejemplo, una mol de etanol es igual a 6.023×10^{23} moléculas de etanol.

La **masa molar** de una sustancia es la masa de una mol de la sustancia. El carbono-12 tiene, por definición, una masa molar de exactamente 12 g/mol. Para todas las sustancias, la masa molar en gramos por mol es numéricamente igual al peso fórmula en unidades de masa atómica.

La **fórmula empírica** (o la **fórmula más sencilla**) para un compuesto es la fórmula de una sustancia, escrita con los índices con números enteros más pequeños. Para la mayor parte de las sustancias iónicas, la fórmula empírica es la fórmula del compuesto, pero con frecuencia éste no es el caso de las sustancias moleculares. Por ejemplo, la fórmula del peróxido de sodio, un compuesto iónico de Na^+ y O_2^{2-} , es Na_2O_2 . Su fórmula empírica es NaO . Por lo tanto, la fórmula molecular de un compuesto es un múltiplo de su fórmula empírica.

El **reactivo limitante** es aquel que se encuentra en una proporción menor a la requerida estequiométricamente de acuerdo a la reacción balanceada, por lo que es consumido completamente cuando se efectúa una reacción hasta ser completa. El reactivo que no se consume completamente se denomina **reactivo en exceso**. Una vez que uno de los reactivos se agota, se detiene la reacción, por lo que las moles de producto siempre son determinadas por las moles presentes del reactivo limitante.

El **rendimiento teórico** de una reacción es la cantidad máxima de producto que se puede obtener por una reacción a partir de cantidades dadas de reactivos y se calcula a partir de la estequiometría basada en el reactivo limitante. El **porcentaje de rendimiento** de un producto es el rendimiento real (determinado experimentalmente) expresado como un porcentaje del rendimiento teórico calculado.

Formas comunes para expresar la concentración de una disolución:

Molaridad

$$\begin{aligned} \text{Molaridad} &= \frac{\text{No. de moles de soluto}}{\text{VOLUMEN de la disolución en litros}} \\ &= \frac{\text{g de soluto}}{\text{PM de soluto/VOLUMEN de la disolución en litros}} \end{aligned}$$

Porcentajes

La **composición en porciento** indica cómo están los porcentajes de la masa de cada elemento en una cantidad dada de un compuesto.

a) Porcentaje peso/peso (% m/m)

$$\%m/m = \frac{\text{masa del componente en la disolución}}{\text{masa total de la disolución}} \times 100$$

b) Porcentaje volumen/volumen (v/v)

$$\%v/v = \frac{\text{Volumen del soluto en la disolución}}{\text{Volumen total de la disolución}} \times 100$$



Volumen total de la disolución

c) Porcentaje peso/volumen (p/v)

$$\%p/v = \frac{\text{masa del soluto en la disolución (g)}}{\text{Volumen total de la disolución}} \times 100$$

Molalidad

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{No. de moles de soluto}}{\text{MASA del disolvente en Kg}} = \frac{\text{g del soluto}}{\text{PM soluto} \times \text{MASA del disolvente (Kg)}}$$

Normalidad

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{No. de equivalentes de soluto}}{\text{Volumen de la disolución en litros}}$$

Para la expresión de la concentración como normalidad se tiene que definir el equivalente de soluto de acuerdo a la reacción con la cual se trabaje.

Fracción molar

$$\text{F.M. de x} = \frac{\text{No. de moles del componente "X"}}{\text{No. total de mol de los componentes de la disolución}}$$

Partes por millón

En el caso de la primera fórmula debemos tener el peso del soluto y de la disolución en las mismas unidades (Kg)

$$\text{ppm} = \frac{\text{Peso del soluto}}{\text{Peso de la disolución}} \times 10^8$$

$$\text{ppm} = \frac{\text{mg del soluto}}{\text{Kg de la disolución}}$$



I. CONCEPTO DE MOL

Problemas resueltos

- El cianuro de hidrógeno, HCN, es un líquido incoloro, volátil, con el olor de ciertos huesos de frutas (por ejemplo los huesos del durazno y cereza). El compuesto es sumamente venenoso. ¿Cuántas moléculas hay en 56 mg de HCN, la dosis tóxica promedio?

$$0.056 \text{ g HCN} \times \frac{1 \text{ mol HCN}}{27 \text{ g HCN}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol HCN}} = 1.25 \times 10^{21} \text{ moléculas de HCN}$$

- ¿Cuántos gramos de metano, CH₄ hay en 1.20 x 10⁻⁴ moléculas?

$$1.20 \times 10^{-4} \text{ moléculas CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} \times \frac{16 \text{ g}}{1 \text{ mol CH}_4} = 3.19 \times 10^{-27} \text{ g}$$

- ¿Cuántos moles de sulfuro de sodio, Na₂S corresponden a 2.709 x 10²⁴ moléculas de sulfuro de sodio y cuántos moles de sodio?

$$2.709 \times 10^{24} \text{ moléculas Na}_2\text{S} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{S}}{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas Na}_2\text{S}} = 4.5 \text{ mol Na}_2\text{S}$$

$$4.5 \text{ mol Na}_2\text{S} \times \frac{2 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol Na}_2\text{S}} = 9 \text{ mol Na}$$

- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 1 g de O₂, O₃ y de O?

$$1 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \times \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol O}} = 3.76 \times 10^{22} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ g O}_3 \times \frac{1 \text{ mol O}_3}{48 \text{ g O}_3} \times \frac{3 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_3} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol O}} = 3.76 \times 10^{22} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol O}} = 3.76 \times 10^{22} \text{ átomos}$$

- ¿Cuántos moles de personas hay en el mundo si la población es de diez mil millones?.

$$10 \times 10^9 \text{ personas} \times \frac{1 \text{ mol}}{6.02 \times 10^{23} \text{ personas}} = 1.66 \times 10^{-14} \text{ moles}$$

Problemas a resolver

1. Una muestra de dicromato de amonio, contiene 1.81×10^{24} átomos de hidrógeno ¿cuántos gramos de nitrógeno hay en ella?.
2. ¿Cuántas moléculas de agua hay en dos mL de una disolución de HCl , cuya densidad y % en masa son 1.19 g/mL y 37% en masa respectivamente?.
3. Una planta de producción de NaOH, concentra una disolución que contiene 88% en masa de agua y 12% en masa de NaOH. Si la densidad de esta disolución es de 1.1309 g/mL:
 - a) ¿Cuántos iones OH⁻ hay por mL de disolución?
 - b) ¿Cuántos moles de iones sodio hay por mL de disolución?
4. ¿Qué volumen (mL) de una disolución de etanol (C₂H₆O) que tiene 94% de pureza en masa, contiene 0.2 moles de etanol? . La densidad de la disolución es 0.807 g/mL.

¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 10 mL de etanol? (considera que es una disolución acuosa).

5. Una aleación que contiene hierro (54.7% en masa), níquel (45.0 %) y manganeso (0.3%) tiene una densidad de 8.17 gramos sobre cm³:
 - a) ¿Cuántas moles de hierro hay en un bloque de aleación que mide 10cm x 20cm x 15cm?.
 - b) ¿Cuántos átomos de manganeso hay en la mitad del bloque que se menciona en el inciso anterior?.

6. Una muestra de 50 gramos de calcopirita contiene 28 gramos de CuFeS_2 . ¿Cuál es el porcentaje de cobre en la calcopirita?

II. FÓRMULA MÍNIMA Y MOLECULAR

Problemas resueltos

- El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , el cual se prepara a partir de ácido nítrico, se emplea como fertilizante nitrogenado. Calcula los porcentajes de masa de los elementos en el nitrato de amonio.

$$\% \text{ N} = \frac{2 \times 14.0 \text{ g}}{80 \text{ g}} \times 100 = 35 \%$$

$$\% \text{ H} = \frac{4 \times 1.01 \text{ g}}{80 \text{ g}} \times 100 = 5\%$$

$$\% \text{ O} = \frac{3 \times 16 \text{ g}}{80 \text{ g}} \times 100 = 60\%$$

- Una muestra de 3.87 mg de ácido ascórbico (vitamina C) por combustión genera 5.80 mg de CO_2 y 1.58 mg de H_2O . ¿Cuál es la composición en por ciento de este compuesto (el porcentaje de masa de cada elemento)? El ácido ascórbico contiene solamente C, H y O.

$$5.8 \times 10^{-3} \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}}{44 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} \times \frac{12 \text{ g } \text{C}}{1 \text{ mol } \text{C}} = 1.58 \times 10^{-3} \text{ g } \text{C} = 1.58 \text{ mg}$$

$$1.58 \times 10^{-3} \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}}{18 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} \times \frac{2 \text{ mol } \text{H}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} \times \frac{1.01 \text{ g } \text{H}}{1 \text{ mol } \text{H}} = 1.77 \times 10^{-4} \text{ g } \text{H} = 0.177 \text{ mg}$$

$$\% \text{ masa de C} = \frac{1.58 \text{ mg}}{3.87 \text{ mg}} \times 100 = 40.82\%$$

$$\% \text{ masa de H} = \frac{0.177 \text{ mg}}{3.87 \text{ mg}} \times 100 = 4.57\%$$



$$\% \text{ masa de O} = \frac{2.11 \text{ mg}}{3.87 \text{ mg}} \times 100\% = 54.61\%$$

- Una muestra de un compuesto que pesa 83.5 g contiene 33.4 g de azufre. El resto es de oxígeno, ¿Cuál es la fórmula mínima?.

$$33.4 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} = 1.04 \text{ mol S}$$

$$50.1 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 3.13 \text{ mol O}$$

$$\text{S} = \frac{1.04 \text{ mol}}{1.04 \text{ mol}} = 1, \quad \text{O} = \frac{3.13 \text{ mol}}{1.04 \text{ mol}} = 3$$

Fórmula mínima SO_3

- El ácido benzoico es un polvo blanco, cristalino, que se emplea como preservativo de alimentos. El compuesto contiene 68.8% de C, 5.0% de H y 26.2% de O; por masa. ¿Cuál es la fórmula mínima?.

$$68 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 5.66 \text{ mol C}$$

$$5 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.01 \text{ g H}} = 4.95 \text{ mol H}$$

$$26.2 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 1.64 \text{ mol O}$$

$$\text{C} = \frac{5.66}{1.64} = 3.45, \quad \text{H} = \frac{4.95}{1.64} = 3.01, \quad \text{O} = \frac{5.66}{1.64} = 1$$

Multiplicado todo por 2

$\text{C}_7 \text{H}_6 \text{O}_2$



- La composición en porcentaje del acetaldehído es 54.5% de C, 9.2% de H y 36.3 de O, y su peso molecular es 44 uma. Determina la fórmula molecular del acetaldehído.

$$C = 54.5 \cancel{\text{g C}} \times \frac{1 \text{ mol}}{12 \cancel{\text{g C}}} = 4.54 \text{ mol C}$$

$$H = 9.2 \cancel{\text{g H}} \times \frac{1 \text{ mol}}{1.01 \cancel{\text{g H}}} = 9.11 \text{ mol H}$$

$$O = 36.3 \cancel{\text{g O}} \times \frac{1 \text{ mol}}{16 \cancel{\text{g O}}} = 2.27 \text{ mol O}$$

$$C = \frac{4.54}{2.27} = 2, \quad H = \frac{9.11}{2.27} = 4.01, \quad O = \frac{2.27}{2.27} = 1$$

Fórmula mínima, $C_2H_4O_1$ \therefore Peso fórmula, 44 uma

Fórmula molecular:

$$n = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{Peso fórmula}}$$

Donde

$n =$ No. por el cual se deben multiplicar los subíndices de la Fórmula mínima para obtener la molecular.

$$n = \frac{44 \text{ uma}}{44 \text{ uma}} = 1 \therefore \text{Fórmula mínima} = \text{Fórmula molecular}$$

Problemas a resolver

7. El óxido de titanio (IV) se calienta en corriente de hidrógeno perdiendo algo de oxígeno. Si después de calentar 1.598 g de TiO_2 el peso se reduce en 0.16 g ¿Cuál es la fórmula del producto final?.
8. Al quemar una muestra de un hidrocarburo se producen 12.28 g de CO_2 y 5.86 g de agua.



- a) ¿Cuántos gramos de muestra se quemaron?
- b) ¿Cuál es la composición porcentual de cada elemento en el compuesto?
- c) ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto orgánico?
9. Hay un oxiácido orgánico muy abundante en limones, naranjas y toronjas, cuando se queman 5 gramos de este ácido se producen 6.875 gramos de bióxido de carbono y 1.875 gramos de agua, si 0.25 moles de este compuesto equivalen a 48 gramos.
- a) ¿Cuál es la composición porcentual del oxiácido?
- b) ¿Cuál es la fórmula mínima del ácido?
- c) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto orgánico?
10. El mentol, la sustancia orgánica que podemos oler en las pastillas mentoladas para la tos, se compone de carbono, hidrógeno y oxígeno. Una muestra de 100.1 mg de mentol se quema en presencia de oxígeno, produciendo 282.9 mg de bióxido de carbono y 115.9 mg de agua.
- a) Determina la composición porcentual de cada elemento en la sustancia orgánica.
- b) ¿Cuál es la fórmula mínima del mentol?.
- c) Si 15.6 gramos son 0.1 moles del compuesto ¿Cuál es su fórmula molecular?.
11. Se determinó que un compuesto orgánico contiene solo 3 elementos: carbono, hidrógeno y cloro. Cuando se quemó por completo en el aire una muestra de 1.5 gramos del compuesto, se produjeron 3.52 g de CO_2 . En otro experimento, el cloro de una muestra de un gramo del compuesto, se transformó en 1.27 gramos de cloruro de plata.
- a) ¿Cuál es la masa en gramos que hay de cada elemento en 1.5 gramos de muestra del compuesto mencionado?
- b) ¿Cuál es la composición porcentual de cada elemento en el compuesto?
- c) ¿Cuál es la fórmula mínima para esta sustancia orgánica?
12. La alicina es el compuesto que proporciona el olor característico al ajo. Al realizar un análisis de este compuesto se encuentra que tiene la siguiente composición porcentual:

- C:44.4%, H:6.21%, S:39.5%, O:9.86%. También se encuentra que su masa molar es igual a 162 g/mol. Calcula la fórmula empírica y la fórmula molecular de este compuesto.
13. En un experimento se obtuvo un compuesto de hierro y oxígeno que tienen 27.65% de oxígeno y 72.34% de hierro. Obtenga la fórmula mínima del compuesto.
14. En una reacción de combustión se quemaron 3 gramos de un compuesto orgánico, si se producen 8 gramos de CO₂ ¿Qué porcentaje en masa del compuesto es carbono?
15. Determina el porcentaje en masa de hierro que hay en el cloruro férrico hexahidratado.
16. La vitamina E tiene 11.21% en masa de hidrógeno. Si un mol de vitamina E contiene 3.01×10^{25} átomos de hidrógeno;
- a) ¿Cuál es la masa molar de la vitamina E?
- b) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay por molécula de vitamina E?

III. EXPRESIONES DE LA CONCENTRACIÓN Y DILUCIONES

Problemas resueltos

- Una muestra de cloruro de sodio, NaCl, que pesa 0.0678 g se coloca en un matraz volumétrico de 25.0 mL y se afora con agua destilada. ¿Cuál es la molaridad de la disolución resultante?

$$0.0678 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.5 \text{ g NaCl}} = 0.00116 \text{ mol NaCl}$$

$$M = \frac{0.00116 \text{ mol}}{25 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0.0464$$

- ¿Cuántos mililitros de NaCl 0.163 M se requieren para obtener 0.0958 g de cloruro de sodio?



$$\frac{0.163 \text{ mol } \cancel{\text{NaCl}}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{NaCl}}} = 0.00954 \text{ g/mL}$$

$$0.0958 \text{ g } \cancel{\text{NaCl}} \times \frac{1 \text{ mL disolución}}{0.00954 \text{ g } \cancel{\text{NaCl}}} = 10.04 \text{ mL}$$

- ¿Cuántos moles de cloruro de sodio deben colocarse en un matraz volumétrico de 50 mL para obtener una disolución 0.15 M de NaCl? ¿A cuántos gramos de cloruro de sodio equivalen?

$$50 \text{ mL} \times \frac{0.15 \text{ mol NaCl}}{1000 \text{ mL}} = 7.5 \times 10^{-3} \text{ moles NaCl}$$

$$7.5 \times 10^{-3} \text{ moles } \cancel{\text{NaCl}} \times \frac{58.5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{NaCl}}} = 0.4388 \text{ g NaCl}$$

- El ácido acético glacial, CH₃COOH tiene una concentración 99.5% m/m y una densidad de 1.05 g/cm³. Determina la concentración molar, normal y % m/v de este ácido.

$$M = \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \times \frac{99.5 \text{ g } \cancel{\text{CH}_3\text{COOH}}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1.05 \text{ g } \cancel{\text{disolución}}}{1 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 17.4125 \text{ mol/L}$$

$$N = \frac{1 \text{ eq CH}_3\text{COOH}}{\text{mol } \cancel{\text{CH}_3\text{COOH}}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{CH}_3\text{COOH}}}{60 \text{ g } \cancel{\text{CH}_3\text{COOH}}} \times \frac{99.5 \text{ g } \cancel{\text{CH}_3\text{COOH}}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1.05 \text{ g } \cancel{\text{disolución}}}{1 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 17.4125 \text{ eq/L}$$

$$\% \text{ m/v} = \frac{99.5 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1.05 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL}} \times 100 = 104.475$$

- Una solución se preparó disolviendo 16.0 g de cloruro de calcio, CaCl₂ en 72.0 g de agua, y tiene una densidad de 1.180 g/mL a 20°C. ¿Cuál es la concentración % m/m y % m/v, M y m de la disolución?

$$\text{Masa de la disolución} = 16 \text{ g CaCl}_2 + 72 \text{ g H}_2\text{O} = 88 \text{ g disolución}$$



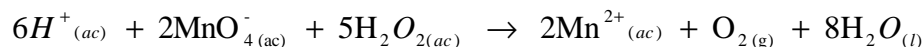
$$\% m/m = \frac{16 \text{ g CaCl}_2}{88 \text{ g disolución}} \times 100 = 18.18\%$$

$$\% m/v = \frac{18.18 \text{ g CaCl}_2}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1.18 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \times 100 = 21.454$$

$$M = \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{110 \text{ g CaCl}_2} \times \frac{18.18 \text{ g CaCl}_2}{100 \text{ g disolución}} \times \frac{1.18 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1.95 \text{ mol/L}$$

$$m = \frac{16 \text{ g CaCl}_2}{72 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol}}{110 \text{ g CaCl}_2} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 2.020 \text{ mol/kg}$$

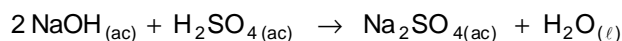
- Calcula la molaridad de una disolución de agua oxigenada, H_2O_2 , si se requieren 36.44 mL de una disolución de permanganato de potasio, KMnO_4 , $M=0.01652$ para oxidar completamente 25 mL de agua oxigenada.



$$36.44 \text{ mL} \times \frac{0.01652 \text{ mol KMnO}_4}{1000 \text{ mL}} \times \frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mol MnO}_4} = 1.5049 \times 10^{-3} \text{ moles H}_2\text{O}_2$$

$$M = \frac{1.5049 \times 10^{-3} \text{ mol}}{25 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0.06019 \text{ mol/L}$$

- Un químico tituló 25.0 mL de NaOH 0.20 M con una disolución 0.50 N de H_2SO_4 . ¿Cuántos mililitros de la disolución de ácido sulfúrico utilizó si la reacción fue cuantitativa?.



$$= 25 \text{ mL} \times \frac{0.2 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} \times \frac{2 \text{ eq H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1000 \text{ mL}}{0.5 \text{ eq H}_2\text{SO}_4} = 10 \text{ mL de H}_2\text{SO}_4$$



Problemas a resolver

17 ¿Cuántos gramos de NaOH húmeda* se necesitan pesar para preparar 250 mL de una disolución 1.5M?

(*)La sosa contiene 10% en masa de agua.

18. Se quiere preparar un volumen de 8L de una disolución de KNO_3 al 20% en masa y una densidad de 1.1326 g/mL a 20°C.

- ¿Qué volumen de agua (*) y qué masa de nitrato de potasio se debe mezclar?
- ¿Cuál es la molaridad y cuál es la molalidad de la disolución preparada?
- ¿Cuál es la fracción mol del soluto en esta disolución?
- ¿En cuántos mL de la disolución hay 0.0025 moles de nitrato de potasio?

(*) La densidad del agua para este problema es de 1 g/mL.

19. Completa la siguiente tabla para disoluciones acuosas de ácido sulfúrico.

Densidad g/mL	Molaridad M	Molalidad m	% en masa del ácido sulfúrico	% en masa del agua
1.24	4.08			
1.3			39.19	
1.6		53.65		
1.15				79.18

20. Se preparan las disoluciones "A" y "B".

Para la disolución "A" se utilizan 6.00 gramos de metanol en un kilogramo de agua y para la disolución "B" se utilizan 6.00 gramos de metanol en un kilogramo de tetracloruro de carbono.

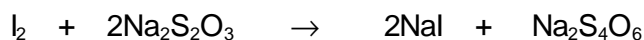
A 20°C la densidad de la disolución "B" es mayor que la densidad de la disolución "A". ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones relativas a estas disoluciones son ciertas? Efectúa los cálculos necesarios e indica cuales de las siguientes afirmaciones son ciertas:.

- Las disoluciones "A" y "B" tienen la misma molaridad.
- Ambas disoluciones tienen la misma molalidad.



- c) Las fracciones molares del metanol en "A" y "B" son iguales.
d) El % en masa de metanol es igual en "A" que en "B".
21. Dos disoluciones acuosas "A" y "B" de nitrato de calcio tiene una concentración diferente.
- a) ¿Cuántos gramos de nitrato de calcio puro hay en 200 mL de la disolución "A"? Se sabe que la densidad y % en masa para esta disolución son 1.1636 g/mL y 20% respectivamente.
- b) ¿Cuál es la densidad, % en masa, molalidad y molaridad de la disolución "B"? Se sabe que 400 mL de esa disolución tienen una masa de 504 gramos y que por cada kilogramo de disolvente hay 2.61 moles de nitrato de calcio.

22. En una determinación cuantitativa se utilizan 17.1 mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0.1N para que reaccione todo el yodo que se encuentra en una muestra que tiene una masa de 0.376 g. Si la reacción que se lleva a cabo es:



¿Cuál es la cantidad de yodo en la muestra?.

23. En un litro de una disolución hay 200 g del soluto "X". Si la disolución contiene 18% en masa de "X", ¿Cuál es la densidad de la disolución, expresada en g/mL?.
24. ¿Qué cantidad de fósforo contiene el esqueleto humano, sabiendo que por término medio pesa 11 kilogramos, y que su contenido en fosfato de calcio es 58%?.
25. En los siguientes enunciados indique con una F si la oración es falsa y con una V si es verdadera. Justifique su respuesta anexando los cálculos realizados.

- a) Si se tiene una disolución con una concentración 25% m/m, eso quiere decir que se tuvo que disolver una masa de 25 g del soluto en 100 mL del disolvente (suponga que el disolvente es agua) _____
- b) Si se pesaron 0.7 g de NaCl y se disolvieron en 100 mL de agua, la concentración de la disolución es de 0.7% m/v _____

- c) Se pesaron 14.8 g de acetato de sodio y se disolvieron en 125 mL de agua, por lo tanto tenemos una concentración de 11.84% v/v y de 10.59% m/v _____
- d) Se disolvieron 25 mL de un soluto que tiene una densidad de 1.25 g/mL en 200 mL de agua. La concentración es de 15.61% v/v y de 18.5 % m/m _____
- e) Se disolvieron 3 g de un compuesto líquido que tiene una densidad de 1.31 g/mL en 25 mL de agua. Su concentración es de 9.15 % v/v _____
- f) Para calcular la concentración porcentual no es necesario conocer la masa molar del soluto. _____

26. Complete el siguiente cuadro. Incluya los cálculos realizados.

Soluto	Masa del soluto (g)	Vol. de disolución (mL)	Molaridad M	Normalidad N
H ₂ SO ₄		250		0.5
HCl		50	0.1	
NaOH	30	350		
KOH	25		0.01	
H ₂ CO ₃	45			0.75
H ₃ PO ₄		2500		
Ca(OH) ₂		350		
HBr	75	1000		

27. Calcule el volumen de H₂SO₄ que se necesita para preparar 300 mL de una disolución 0.75N. Considere que el H₂SO₄ tiene una densidad de 1.4 g/mL y 80% de pureza.
28. Se tomaron 5 mL de H₂SO₄ cuya densidad es de 1.8 g/mL y 90% de pureza, y se aforaron hasta un volumen final de 500 mL, calcule la concentración de la disolución en % m/m, molaridad y normalidad.
29. Se tienen 160 g de una disolución de NaCl al 11.25% m/m. La disolución tiene una densidad de 1.33 g/mL. Calcule:

a) Molaridad



- b) Molalidad
 - c) %p/v
 - d) Volumen de la disolución
30. Una disolución de H_2SO_4 que contiene 487.6 g de H_2SO_4 por cada litro de disolución tiene una densidad de 1.329 g/mL. Calcule:
- a) la molaridad
 - b) la molalidad
 - c) la normalidad
 - d) ¿Qué volumen de la disolución anterior se debe tomar para preparar 100 mL de una disolución 0.1M?
31. Se disuelven 3 g de nitrato de sodio en agua hasta llegar a 250 mL de disolución. La densidad de esta disolución es igual a 1.12 g/mL. Determine la concentración:
- a) molar
 - b) normal
 - c) por ciento en peso
 - d) molal
32. Para preparar la disolución A se pesa 1 g de NaOH y se afora hasta un volumen final de 20 mL.
Para preparar la disolución B se toman 10 mL de la disolución A y se llevan a un volumen final de 25mL.
Para preparar la disolución C se toman 10 mL de la disolución B y se llevan a un volumen final de 25mL.
Calcule la concentración de las soluciones A, B y C.
33. El hecho de emplear en la titulación un volumen igual al de la muestra implica que:
- a) La estequiometría de la reacción es 1:1
 - b) Las disoluciones son molares
 - c) En ambos volúmenes están contenidos el mismo número de moles
 - d) Las disoluciones son normales y de la misma concentración

- e) La concentración de las disoluciones está expresada en % m/v.
34. En el laboratorio se prepara una disolución (a la que llamaremos disolución A) pesando 5 g de cromato de potasio y agregándole agua hasta llegar a 1 L de disolución. De esta disolución A, se toma una alícuota de 100 mL y se coloca en un matraz aforado de 250 mL, agregándole agua hasta la marca de aforo (disolución B). Finalmente, de la disolución B se toma una alícuota de 25 mL y se coloca en un vaso de precipitado.
- ¿Cuál es la concentración molar de la disolución A?
 - ¿Cuál es la concentración normal de la disolución B?
 - ¿Cuál es la concentración en porcentaje en peso de la disolución A?
 - ¿Cuántos moles de cromato de potasio hay en la disolución A, en la disolución B y en el vaso de precipitado donde se colocó la alícuota final?
 - ¿Cuál es la concentración molar de la disolución que se encuentra en el vaso de precipitado que contiene la alícuota final?
35. El número de equivalentes para una sustancia se obtiene de:
- el tipo de reacción que se lleva a cabo.
 - el número de partículas intercambiadas, de la reacción que se lleve a cabo y del estado físico de la sustancia.
 - el coeficiente estequiométrico de la sustancia en la reacción en la que está involucrada.
 - el número de partículas intercambiadas en la reacción y la molaridad.
 - ninguna de las anteriores.
36. Se desean preparar 3 L de una disolución de un suero que contiene glucosa en concentración 2.5 M. Explique cómo debe prepararse esta disolución.
37. Completar el siguiente cuadro:

Sustancia	No. equiv./mol	Normalidad	Molaridad	Vol. (mL)	Moles
HCl		1.0		5 mL	
H ₂ SO ₄			0.2	2	

NaOH					1x10 ⁻⁵
KMnO ₄ Mn(VII)→Mn ²⁺			0.1	8	
H ₂ O ₂ H ₂ O ₂ →H ₂ O		0.2			2x10 ⁻⁵
I ₂			0.5	10	
Na ₂ S ₂ O ₃ S ₂ O ₃ ²⁻ →S ₄ O ₆ ²⁻		0.5			1x10 ⁻⁴

38. ¿Qué disolución es más concentrada?:

- Una disolución 1M de tiosulfato o una 0.1 M.
- Una disolución 1M de tiosulfato de sodio o una 1N, considerando que el S₂O₃²⁻ pasa a S₄O₆²⁻.
- Una disolución 0.1M o una 0.5N de KMnO₄ en una reacción de oxidación-reducción en medio ácido en el que el Mn pasa a Mn²⁺.
- Una disolución 1M y una 1N de ácido sulfúrico.

39. Seleccione la opción en que se encuentren indicados correctamente los valores de concentración de soluciones de H₂SO₄ de diferentes concentraciones:

- 5M < 5 N < 5%
- 5 M 5 N 5%
- 5% 5 M 5 N
- 5% < 5 M 5 N
- Ninguna de las anteriores

40. La concentración molar de una sustancia puede ser:

- Mayor a su concentración normal
- Igual a su concentración normal
- Mayor o igual a su concentración normal
- Menor que su concentración normal
- Ninguna de las anteriores.

41. Si se tienen 2 mL de disolución de tiosulfato de sodio 1M y se gastaron para titularlo, el mismo número de mL de yodo ¿Qué normalidad tiene el yodo?



42. Si se tiene la siguiente reacción ácido base



Indica qué volúmenes de ácido clorhídrico 0.2M se requieren para titular las siguientes cantidades de bicarbonato:

- a) 10 mL 0.2 M
 - b) 5 mL 0.2 N
 - c) 5 mL al 1%
43. Se tiene la siguiente reacción de oxidorreducción.



- a) Indica cuántos equivalentes por mol tiene el dicromato y cuántos el ácido clorhídrico.
 - b) Como prepararías un litro de disolución 0.1N de dicromato? ¿Qué concentración molar tiene esta disolución?
 - c) Si reaccionan 10 mL de HCl concentrado (12M) con la cantidad estequiométrica de dicromato, ¿Cuántas moles del cloro a condiciones normales vas a obtener y a qué volumen corresponden?
44. ¿ Que concentración final tiene una disolución de permanganato de potasio que se prepara diluyendo 1 mL de disolución 0.1M a un volumen final de 1L?

Si de la disolución anterior si se toma una alícuota de 10 mL y se afora con agua a 100 mL. ¿Qué concentración obtendrás? ¿Cuántas moles hay en 1 mL de la disolución final?

45. ¿Qué diferencia existe entre una disolución 1N de dicromato de potasio utilizada en una reacción de óxido reducción (pregunta 48) y otra de igual concentración utilizada en



reacciones de doble sustitución en las que no hay cambio en el estado de oxidación ¿Cuál de ellas es más concentrada? ¿Qué molaridad tiene cada una de ellas?

46. Se tiene la siguiente reacción:



- ¿Cuántos electrones por mol intercambia el permanganato y cuántos el sulfito de sodio?
 - ¿Qué concentración normal tiene una disolución 0.2M de permanganato?
 - ¿Qué diferencia hay entre una disolución 1N de permanganato utilizada en esta reacción y una de igual concentración utilizada en la reacción del permanganato con agua oxigenada en medio ácido? ¿Cuál de ellas es más concentrada? ¿A qué concentración molar corresponde cada una de ellas?
47. ¿Cuál es el volumen de agua destilada que debe agregarse a 50 mL de ácido fosfórico 0.1M, para que la concentración final de la nueva disolución sea 0.1N?
48. Se tiene una disolución A de HNO_3 que tiene una densidad de 1.42 g/mL y una pureza del 70%.
- Calcula la molaridad de la disolución A.
 - De la disolución A se tomaron 5 mL y se llevaron a un volumen final de 500 mL. Calcula la concentración de la nueva disolución.
 - Se requieren preparar 100 mL de una disolución 0.6 M a partir de la disolución A. Calcule el volumen de disolución "A" que se debe utilizar para obtener la concentración deseada.
49. Se tiene una disolución A de HCl que tiene una densidad de 1.18 g/mL y una pureza del 37%.
- Calcula la molaridad de la disolución A.
 - De la disolución A se tomaron 16 mL y se llevaron a un volumen final de 0.25 L. Calcula la concentración de la nueva disolución.
 - Se requieren preparar 250 mL de una disolución 0.75 M a partir de la disolución A. Calcule el volumen necesario para obtener la concentración deseada.

50. Se desea preparar una disolución 0.2 M de NaOH, pero sólo se tienen dos matraces aforados de 50 mL, una pipeta graduada de 10 mL, 2 g de NaOH previamente pesado. No se cuenta con una balanza para pesar una menor cantidad de NaOH. Diga como preparar la disolución 0.1 M de NaOH en las condiciones anteriores.
51. Las diluciones 10:100, 2.5:25.0, 50:500 son:
- Todas de la misma molaridad
 - Todas diluciones 1:10
 - Todas de la misma estequiometría
52. Una disolución de alcohol etílico que tiene 75% de alcohol en peso, se utiliza como bactericida. La disolución se preparó agregando agua a una disolución al 95% en peso de alcohol. Calcula cuántos gramos de agua y de alcohol al 95% deben usarse para obtener 400 g de bactericida.
53. La soda se vende en dos formas: como sal anhidra de Na_2CO y como sal decahidratada. Considerando que el constituyente activo es el Na_2CO_3 , ¿cuál forma resulta más barata al consumidor, la sal anhidra a 10 centavos por libra o la sal decahidratada a 5 centavos por libra?
54. El etilenglicol se adiciona al agua de los radiadores de los automóviles pues es un anticongelante. Calcula la fracción molar de etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) en las soluciones siguientes:
- 120 g de etilenglicol disueltos en 120 g H_2O
 - 120 g de etilenglicol disueltos en 1.20 kg de acetona $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

IV. LA REACCIÓN QUÍMICA

Ejemplos de Clasificación de la Reacción Química

Aún cuando en la bibliografía más utilizada en los cursos de Química General se habla constantemente de la reacción química, en pocos textos se hace explícita su clasificación y generalmente se hace en forma parcial como Whitten que enfatiza la clasificación de las



reacciones desde el punto de vista de sus formas de combinación y las describe en disoluciones acuosas de acuerdo a sus características electrolíticas y formas predominantes del soluto en agua. Algunos otros libros clásicos de Química General (Chang, Ebbing y Keenan) tratan en capítulos diferentes las posibles formas de clasificación lo que impide su sistematización.

En algunas publicaciones sobre trabajo en el laboratorio se encuentran ejemplos de diferentes tipos de reacciones para un mismo elemento (*J.Chem.Ed.* **64**, 8 1987.. pp 716-717), pero sin hacer énfasis en su clasificación y algunas otras se limitan únicamente a un solo tipo de reacciones: óxidoreducción, ácido-base, etc.

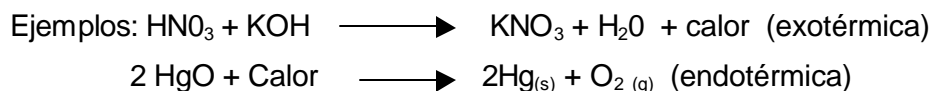
En este curso abordamos la clasificación de las reacciones químicas tomando en cuenta los siguientes aspectos:

1.- CAMBIOS ENERGÉTICOS.

Reacciones exotérmicas

Reacciones endotérmicas.

Esta clasificación considera si en el proceso el sistema libera o absorbe calor y grupa a las reacciones como exotérmicas o endotérmicas.



2.-COMPORTAMIENTO QUÍMICO (Clasificación analítica)

En este tipo de reacciones se considera si hay cambio en los números de oxidación de los productos con respecto a los reactivos (combustión, metales y ácidos, metales y iones de metales menos activos, no metales y iones de metales menos activos, combinación de elementos y viceversa) , si hay cambios significativos de pH o reacciones que involucren especies con características ácido-base, si hay formación de un sólido en el seno de un líquido durante la reacción, o bien, si hay formación de compuestos metálicos (generalmente de transición y muy coloridos) rodeados de moléculas y iones.

Esta clasificación incluye los siguientes tipos de reacciones:

Oxidoreducción

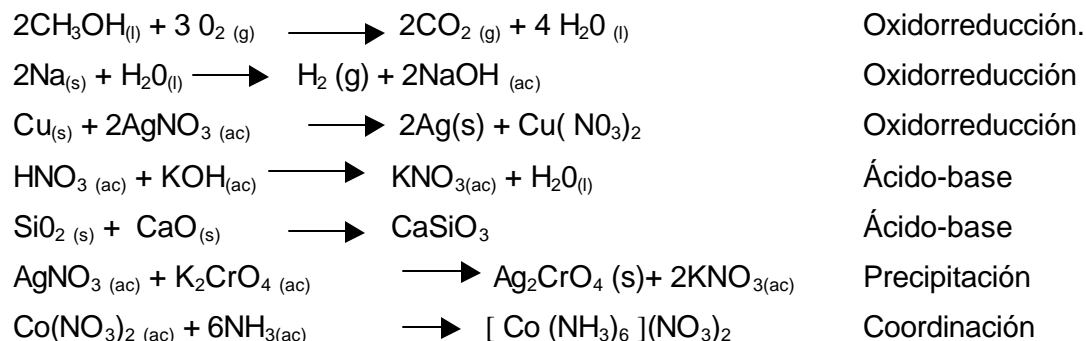
Ácido-base



Precipitación

Formación de compuestos de coordinación

Ejemplos:



3.- NATURALEZA DE LA REACCIÓN (complejidad entre reactivos y productos).

Esta clasificación considera si en la reacción se forma una sustancia de mayor complejidad, que la de los reactivos, o si el reactivo, se descompone en 2 o más sustancias, si se reemplaza un catión, un anión o un ligante o si hay un doble intercambio de especies. Este grupo de reacciones incluye las siguientes:

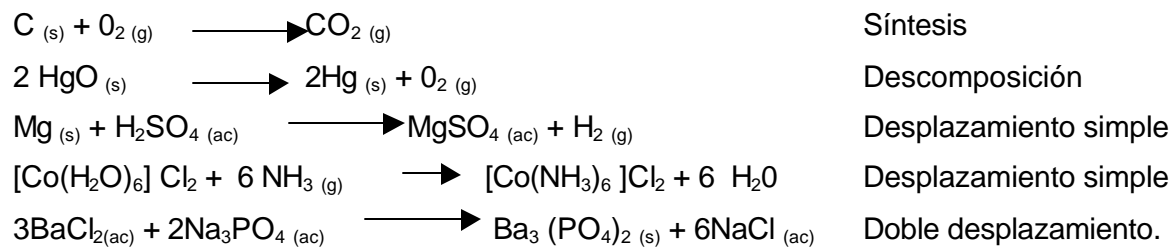
Síntesis

Descomposición

Desplazamiento simple

Doble desplazamiento o metátesis

Ejemplos:



Como puede observarse, una sola reacción puede ser clasificada desde diferentes puntos de vista y en ocasiones no resulta tan simple esta clasificación.

Problemas a resolver

55. Clasifique a las siguientes reacciones según los siguientes criterios

<i>Cambios energéticos:</i>	<i>Comportamiento químico</i>	<i>Agrupamiento de los átomos:</i>
-exotérmicas	-ácido base	-síntesis
-endotérmicas	-redox	-descomposición
	-precipitación	-sustitución simple
	-formación de complejos	-doble sustitución

$\text{CuCO}_3 \longrightarrow \text{CuO} + \text{CO}_2$	
$2 \text{KI} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{KCl} + \text{I}_2$	
$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{PbCrO}_4 + 2\text{KNO}_3$	
$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} \longrightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	
$\text{NaOH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{NiCl}_2 + 6\text{NH}_3 \longrightarrow [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$	
$\text{H}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	

56. Escriba una ecuación que represente una reacción exotérmica y otra que represente una ecuación endotérmica

EXOTÉRMICA	
ENDOTÉRMICA	

57. Escriba una reacción que represente:

NOMBRE	REACCIÓN
a) Una reacción ácido base	
b) Una reacción de precipitación	
c) Una reacción de formación de complejos	
d) Una reacción de óxido reducción	

58. ¿Qué cambio se presenta en el número de oxidación de manganeso (II) al hacerlo reaccionar con bismutato de sodio en medio ácido y qué color se observa en la disolución?

59. ¿Qué variación de pH se observa?:

a) Al burbujear dióxido de carbono en agua	
b) Al añadir sosa al ácido clorhídrico	

60. ¿Qué gas se desprende al hacer reaccionar zinc con HCl y cómo lo puede comprobar?

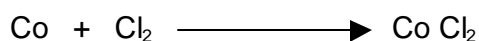
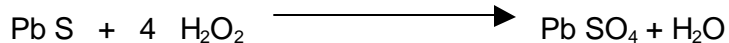
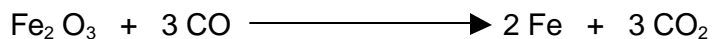
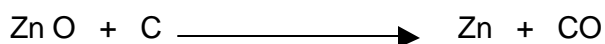
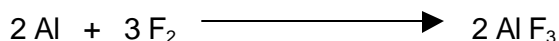
61. Complete las siguientes reacciones, balancéelas y clasifíquelas:



62. De acuerdo con su experiencia en el laboratorio, como obtendría los siguientes productos y cuáles son las características de los mismos en cuanto a estado físico y color?

- a) cloruro de plata
- b) sulfato de zinc
- c) óxido de magnesio
- d) carbonato de calcio
- e) yodo

63. Indique el número de oxidación de los elementos de cada compuesto y el agente oxidante y el reductor.



V. BALANCEO DE ECUACIONES. MÉTODO ION ELECTRÓN

Reglas generales para asignar el número de oxidación a una especie química.

1. A los átomos de los elementos en su estado libre se les asigna un número de oxidación de cero. Así, cada uno de los átomos en H_2 , Br_2 , Na, Be, K, O_2 , y P_4 tiene el mismo número de oxidación: cero.
2. Para los iones monoatómicos, es decir, iones constituidos por un sólo átomo, el número de oxidación del elemento es igual a la carga del ion entonces, el litio en el ion litio tiene un número de oxidación de +1; el bario en el ion bario, +2; el oxígeno en el ion oxígeno, -2, etcétera. Todos los iones de los metales alcalinos tienen un número de oxidación de +1, y todos los iones de los metales alcalinotérreos tienen un número de oxidación de +2. El aluminio tiene un número de oxidación de +3 en todos sus compuestos.
3. El número de oxidación del oxígeno en la mayoría de los compuestos es -2 (MgO y H_2O). En los peróxidos (O_2^{-2}) es -1.
4. El número de oxidación del hidrógeno en la mayoría de sus compuestos es +1. Cuando está enlazado con los metales en compuestos binarios para formar los hidruros tiene un número de oxidación de -1.
5. El flúor tiene un número de oxidación de -1 en todos sus compuestos. Los otros halógenos, cloro, bromo y yodo, tienen números de oxidación negativos cuando existen como iones halogenuro (Cl^- , Br^- , I^-). Cuando el cloro, el bromo y el yodo están combinados con oxígeno, como en los oxiácidos y oxianiones, tienen números de oxidación positivos.
6. En una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero. En un ion poliatómico, la suma de los números de oxidación de todos los elementos debe ser igual a la carga neta del ion. Por ejemplo, en el ion amonio, NH_4^+ , el número de oxidación del nitrógeno es -3 y el del hidrógeno es +1, por lo tanto, la suma de los números de oxidación es $-3 + 4(+1) = +1$, que es igual a la carga neta del ion.

Para balancear una ecuación química por este método, es necesario conocer todos los reactivos y productos que tienen cambios en su número de oxidación, y de ser posible, la ecuación química completa. También se debe conocer si la reacción se lleva a cabo en medio ácido o básico. Existe un procedimiento específico para balancear ecuaciones en medio



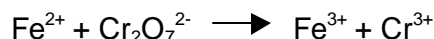
básico, sin embargo este procedimiento a veces presenta problemas, por lo que se recomienda hacer el balance en medio ácido y después pasar la ecuación en medio básico.

Problemas resueltos

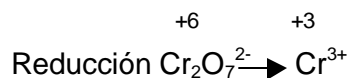
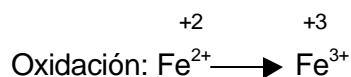
- A continuación se presenta un ejemplo del procedimiento para balancear una ecuación en medio ácido.



Paso 1: Identificar las especies químicas que cambian su número de oxidación y escribir la ecuación no balanceada en su forma iónica. Es necesario utilizar las especies que intervienen en la reacción, y no solamente los átomos que cambian su número de oxidación



Paso 2: Plantear las semirreacciones de oxidación y de reducción. No es necesario asignar los número de oxidación de los elementos que se oxidan y reducen, pero se pueden identificar y son útiles para verificar el balance de cargas.

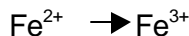


Paso 3: Hacer el balance de masa en cada semirreacción.

a) En primer lugar balancear los átomos del elemento que cambia su número de oxidación. al último balancear los átomos de oxígeno e hidrógeno.

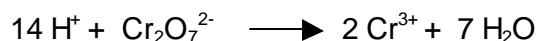
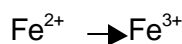
En este caso la semirreacción de oxidación está balanceada en cuanto a masa. En la semirreacción de reducción es necesario balancear los átomos de Cr, para lo que se utiliza un coeficiente de 2 en el Cr^{3+} .





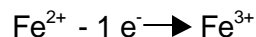
b) En las reacciones que se llevan a cabo en medio ácido, se agrega H_2O para balancear los átomos de oxígeno e hidrógeno para balancear los átomos de hidrógeno.

En este caso, en la ecuación de reducción se agregan siete moléculas de H_2O en el lado de los productos y catorce iones H^+ en el lado de los reactivos:

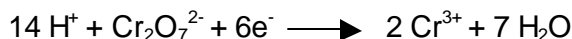


Paso 4: Hacer el balance de cargas considerando que toda reacción química debe cumplir el principio de electroneutralidad. Para ello únicamente se pueden sumar o restar electrones, que tienen carga negativa. El mismo número de electrones que se ganen en la semirreacción de oxidación, debe ser el que se pierda en la semirreacción de reducción. Para igualar el número de electrones intercambiados se pueden multiplicar una o ambas semirreacciones por los coeficientes apropiados.

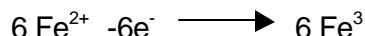
a) Para la semirreacción de oxidación se tiene:

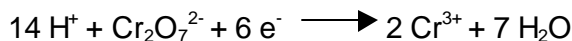


b) En la semirreacción de reducción hay doce cargas netas positivas del lado de los reactivos y sólo seis cargas positivas del lado de los productos. Por lo tanto es necesario sumar seis electrones a la izquierda.



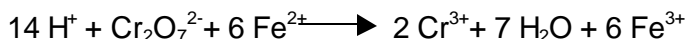
c) Para igualar el número de electrones en ambas semirreacciones, se multiplica por seis la semirreacción de oxidación:





Paso 5: Se suman las dos semirreacciones. Recuerda, los electrones sumados y restados deben ser los mismos.

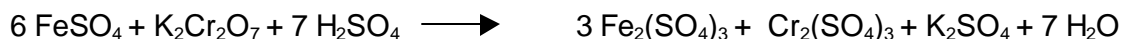
Al sumar las dos semirreacciones se obtiene



Paso 6: Se verifica que la ecuación cumpla con el balance de masa y con el balance de cargas, para lo cual debe contener el mismo tipo y número de átomos, así como el mismo número de cargas en ambos lados de la ecuación. La inspección final debe mostrar que la ecuación resultante está “atómica” y “eléctricamente” balanceada.

Paso 7: Los coeficientes encontrados se escriben en sus respectivos lugares en la ecuación molecular, y si hace falta se hace el balance final por inspección.

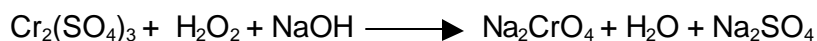
En este caso:

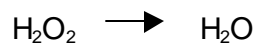
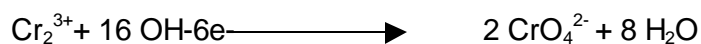
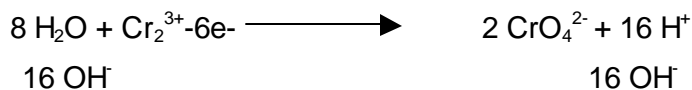
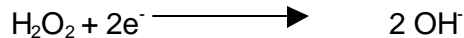
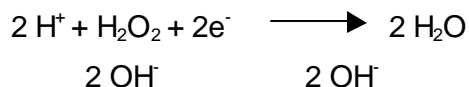
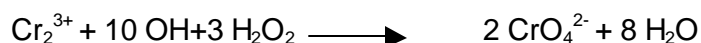
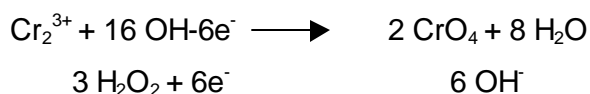


- Para las ecuaciones que representan reacciones en medio básico, se puede seguir el procedimiento seguido en medio ácido hasta el paso 3. Posteriormente por cada ion H^+ que aparezca, se debe agregar un número igual de iones OH^- en ambos lados de la ecuación. Si aparecen iones H^+ y OH^- en el mismo lado de la ecuación, se pueden considerar como moléculas de agua al sumar las dos semirreacciones para escribir la ecuación iónica balanceada.

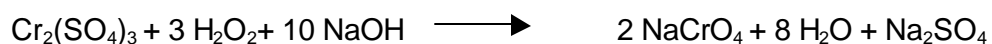
Ejemplo:

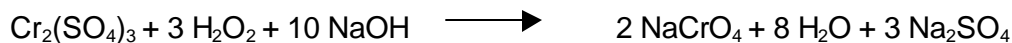
Ecuación completa. Se lleva a cabo en medio básico



Paso 1: Semirreacciones de oxidación y reducción**Paso 2:** Semirreacción de oxidación balanceada en cuanto a masa y a carga. Medio básico**Paso 3:** Semirreacciones de reducción**Paso 4:** Igualación del número de electrones y suma de las semirreacciones de oxido-reducción balanceadas.

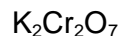
Ecuación iónica balanceada

Paso 5: Los coeficientes obtenidos se pasan a la ecuación original**Paso 6:** Se hace el balance final por inspección



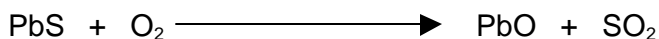
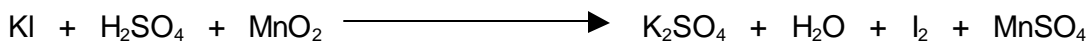
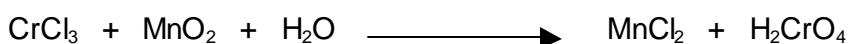
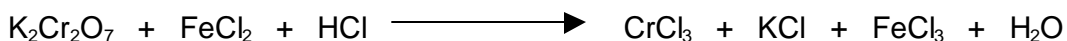
Problemas a resolver

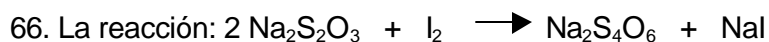
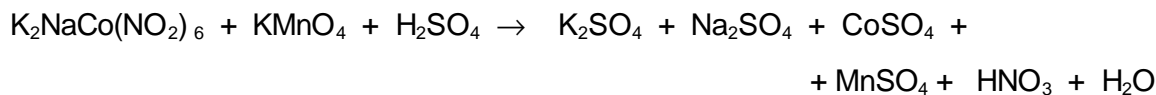
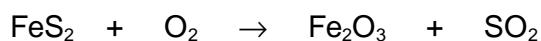
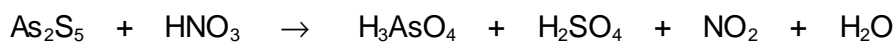
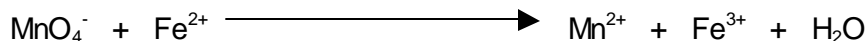
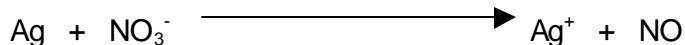
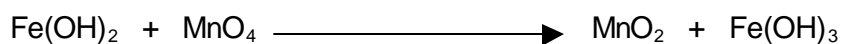
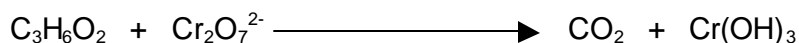
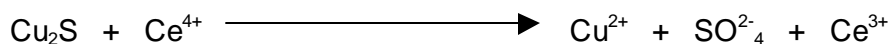
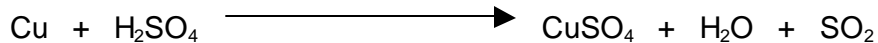
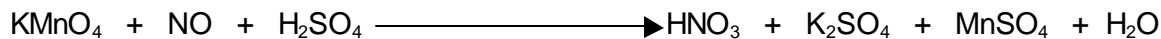
64. Determine el número de oxidación de cada elemento presente en las siguientes fórmulas:



65. Balancea las siguientes ecuaciones por el método del ion-electrón, para ello escribe:

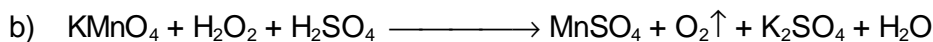
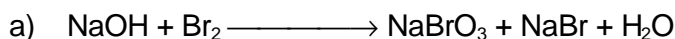
- Las fórmulas de las especies que cambian durante la reacción.
- Las ecuaciones balanceadas que representan a las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Los nombres de las siguientes especies: la que se oxida, la que se reduce, la oxidante y la reductora.
- La ecuación iónica balanceada.
- La ecuación molecular balanceada.





- Está balanceada
- No se lleva a cabo
- Solo se lleva a cabo en medio ácido
- No se puede balancear
- Ninguna de las anteriores

67. Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método del ion electrón.



68. Balancea y completa la siguiente ecuación química por el método del ion electrón:

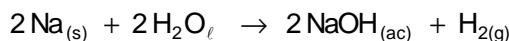


Balancea, por el método del ion electrón la ecuación química que representa la reacción de una disolución de cloruro ferroso, con permanganato de potasio y ácido clorhídrico, para obtener una disolución de cloruro férrico, cloruro de manganeso (II), cloruro de potasio y agua líquida.

VI. ESTEQUIOMETRÍA EN REACCIONES COMPLETAS: BALANCES DE MATERIA Y REACTIVO LIMITANTE

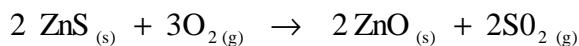
Problemas resueltos

- El sodio es un metal reactivo que reacciona en forma instantánea con agua para dar gas hidrógeno y una disolución de hidróxido de sodio, NaOH ¿Cuántos gramos de sodio metálico se necesitan para obtener 7.81 g de hidrógeno según la siguiente reacción?



$$7.81 \text{ g H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2.02 \text{ g H}_2} \times \frac{2 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol H}_2} \times \frac{23 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} = 177.85 \text{ g Na}$$

- La esfalerita es un mineral de sulfuro de zinc (ZnS) y una fuente importante del metal zinc. El primer paso en el procesamiento de la mena consiste en calentar el sulfuro con oxígeno para obtener óxido de zinc ZnO, y dióxido de azufre, SO₂ ¿Cuántos kilogramos de gas oxígeno se combinan con 5.00 x 10³ g de sulfuro de zinc en esta reacción?



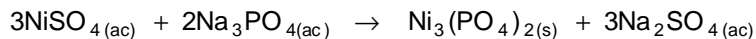
$$5 \times 10^3 \cancel{\text{g ZnS}} \times \frac{2 \cancel{\text{mol ZnS}}}{97.4 \cancel{\text{g ZnS}}} \times \frac{3 \cancel{\text{mol O}_2}}{2 \cancel{\text{mol ZnS}}} \times \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \cancel{\text{mol O}_2}}$$

- En 1774, el químico británico Joseph Priestley preparó el oxígeno por calentamiento del óxido de mercurio (II), HgO. El mercurio metálico también es un producto en esta reacción. Si se recogen 6.47 g de oxígeno, ¿Cuántos gramos de mercurio metálico se producen también?



$$6.47 \cancel{\text{g O}_2} \times \frac{1 \cancel{\text{mol O}_2}}{32 \cancel{\text{g O}_2}} \times \frac{2 \cancel{\text{mol Hg}}}{1 \cancel{\text{mol O}_2}} \times \frac{200.6 \text{ g Hg}}{1 \cancel{\text{mol Hg}}} = 81.11 \text{ g Hg}$$

- El sulfato de níquel, NiSO₄, reacciona con fosfato de sodio Na₃PO₄, para dar un precipitado amarillo-verde de fosfato de níquel Ni₃(PO₄)₂, y una disolución de sulfato de sodio, Na₂SO₄, según la siguiente ecuación:



¿Cuántos mililitros de NiSO₄ 0.375 M reaccionan con 45.7 mL de Na₃PO₄ 0.265 M?

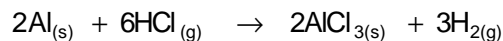
$$45.7 \cancel{\text{mL}} \times \frac{0.265 \cancel{\text{moles Na}_3\text{PO}_4}}{1000 \cancel{\text{mL}}} = 0.0121 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4$$

$$0.0121 \text{ moles Na}_3\text{PO}_4 \times \frac{3 \text{ moles NiSO}_4}{2 \text{ moles Na}_3\text{PO}_4} = 0.0182 \text{ mol NiSO}_4$$

$$0.0182 \cancel{\text{mol NiSO}_4} \times \frac{1000 \cancel{\text{mL}}}{0.375 \cancel{\text{moles NiSO}_4}} = 48.44 \text{ mL de NiSO}_4$$



- El cloruro de aluminio, AlCl_3 , se utiliza como catalizador en diversas reacciones industriales. y se prepara a partir del cloruro de hidrógeno gaseoso y viruta de aluminio metálico. Considerando que un vaso de reacción contiene 0.15 mol de Al y 0.35 mol de HCl.



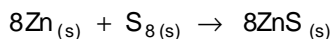
Clacule cuántos moles de AlCl_3 se pueden preparar a partir de esta mezcla?

$$0.15 \cancel{\text{mol Al}} \times \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{2 \cancel{\text{mol Al}}} = 0.15 \text{ moles AlCl}_3$$

$$0.35 \cancel{\text{mol HCl}} \times \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{6 \cancel{\text{mol HCl}}} = 0.12 \text{ moles AlCl}_3$$

∴ El HCl es el reactivo limitante y se producen 0.12 moles de AlCl_3 .

- ¿Qué cantidad de sulfuro de zinc se produjo en un experimento en el que se calentaron 7.36 g de zinc con 6.45 g de azufre? Considera que estas sustancias reaccionan de acuerdo con la ecuación.



$$7.36 \cancel{\text{g Zn}} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65.4 \cancel{\text{g Zn}}} = 0.113 \text{ moles Zn}$$

$$6.45 \cancel{\text{g S}} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32.1 \cancel{\text{g S}}} = 0.200 \text{ moles S}$$

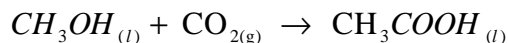
El Zn es el reactivo limitante, por lo tanto,

$$0.113 \cancel{\text{ moles Zn}} \times \frac{8 \text{ moles ZnS}}{8 \cancel{\text{ moles Zn}}} = 0.113 \text{ moles ZnS}$$

$$0.113 \cancel{\text{ moles ZnS}} \times \frac{97.4 \text{ g ZnS}}{1 \cancel{\text{ moles ZnS}}} = 11.01 \text{ g ZnS}$$



- En plantas industriales nuevas hacen reaccionar metanol líquido con monóxido de carbono en presencia de un catalizador de acuerdo con la siguiente reacción:



En un experimento se hicieron reaccionar 15.0 g de metanol y 10.0 g de monóxido de carbono. ¿Qué masa teórica (en g) de ácido acético se debe obtener? Si se obtienen 19.1 g, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

$$15 \text{ g } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{OH}}{32 \text{ g } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}}} = 0.468 \text{ mol } \text{CH}_3\text{OH}$$

$$10 \text{ g } \cancel{\text{CO}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CO}}{28 \text{ g } \cancel{\text{CO}}} = 0.3571 \text{ mol } \text{CO}$$

$$0.468 \text{ mol } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CH}_3\text{OH}}} = 0.468 \text{ mol } \text{CH}_3\text{COOH}$$

$$0.357 \text{ mol } \cancel{\text{CO}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}}} = 0.357 \text{ mol } \text{CH}_3\text{COOH}$$

Por lo tanto el reactivo limitante es el CO

$$0.357 \text{ mol } \cancel{\text{CH}_3\text{COOH}} \times \frac{60 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CH}_3\text{COOH}}} = 21.42 \text{ g } \text{CH}_3\text{COOH}$$

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{19.1 \text{ g } \cancel{\text{CH}_3\text{COOH}}}{21.42 \text{ g } \cancel{\text{CH}_3\text{COOH}}} \times 100\% = 89.17 \%$$

Problemas a resolver



69. Considere la reacción entre el nitrato de plomo y el cromato de potasio y conteste las siguientes preguntas: (Masa molares (g/mol): Pb(207.19), Cr(52), K(39), O(16), N(14).
- ¿Qué volumen de cromato de potasio 0.1 M se debe agregar a 10 mL de disolución 0.2 M de nitrato de plomo para que precipite cuantitativamente el plomo presente?
 - ¿Qué concentración tiene una disolución de nitrato de plomo, si al agregar cromato de potasio en exceso a 10 mL de dicha disolución se obtienen 0.323 gramos de cromato de plomo (II)?
 - ¿Qué cantidad de cromato de potasio se debe disolver en 100 mL de agua, para que al agregar 15 mL de disolución a 20 mL de nitrato de plomo 0.1M se obtenga una masa total de 0.485 gramos de cromato de plomo (II)?
 - ¿Cuál es el rendimiento de la reacción, si al agregar 10 mL de disolución 0.2 M de nitrato de plomo a 20 mL de disolución 0.1 M de cromato de potasio se obtienen 0.52 gramos de precipitado?
70. He aquí los ingredientes para preparar un delicioso platillo mexicano. Se trata de que expliques el concepto de REACTIVO LIMITANTE utilizando este ejemplo. Si lo haces bien, de regalo te daremos la receta.

ARROZ CON ELOTE, CREMA Y QUESO

Para 6 personas

Ingredientes:

250 g de arroz

3 elotes desgranados

100 g de queso Oaxaca

100 g de crema

2 chiles cuaresmeños

1 taza de caldo de pollo

Quieres hacer arroz para 12 personas, siguiendo exactamente la receta de la abuelita, y tienes en casa lo siguiente:

1 kg de arroz

6 elotes

200 g de queso Oaxaca



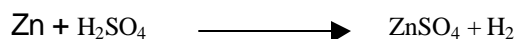
- 500 g de crema
- 5 chiles cuaresmeños
- 4 tazas de caldo de pollo

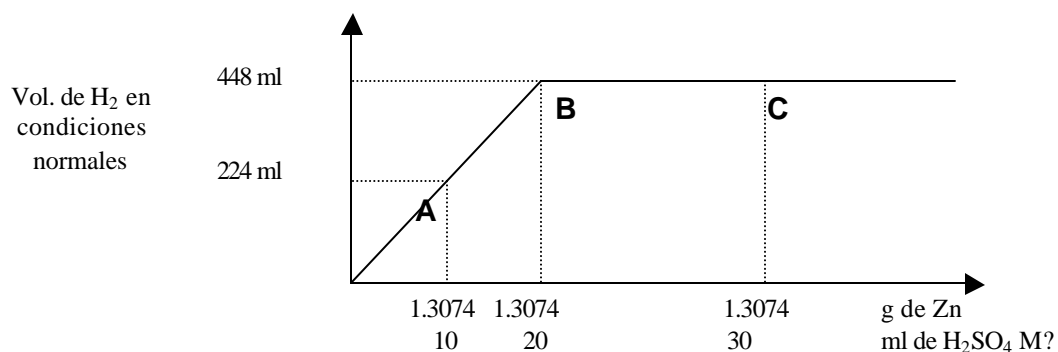
Utilizando los datos proporcionados, responde las siguientes preguntas, justificando tus respuestas.

- a) ¿Puedes hacer el arroz para 12 personas?
- b) ¿Hay reactivo o reactivos limitantes?
- c) Si quisieras hacer arroz para 14 personas ¿podrías?
- d) Si quisieras hacer arroz sólo para 3 personas ¿podrías?

Ahora basándote en el ejercicio anterior, escribe una ecuación balanceada que represente alguna reacción química que te interese. Explica qué representan los coeficientes estequiométricos y que relación tienen con el concepto de reactivo limitante.

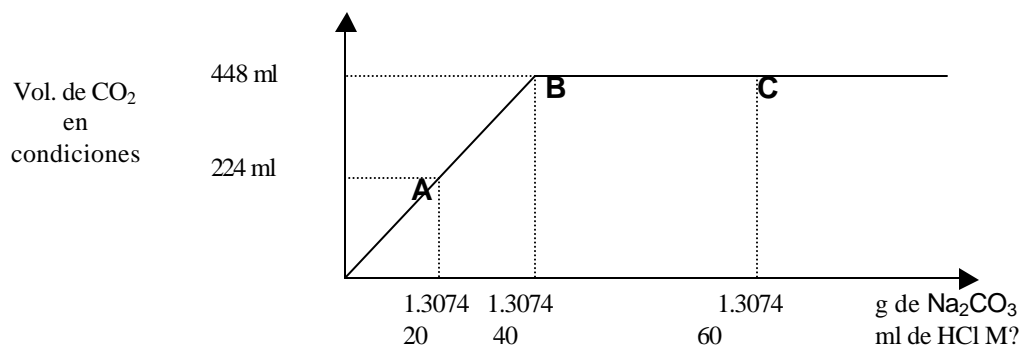
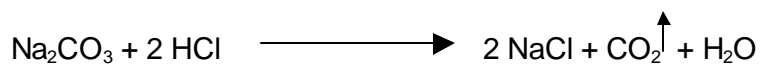
71. ¿Qué ocurrirá si se hacen reaccionar 8.5 moles de cloro y 6.4 moles de aluminio para formar cloruro de aluminio.
- a) El reactivo limitante es el aluminio.
 - b) Sobran 0.73 moles de cloro.
 - c) Se forman como máximo 4.67 moles de cloruro de aluminio.
 - d) Sobran 0.73 moles de aluminio.
72. ¿Qué ocurrirá si se hacen reaccionar 0.2 moles de HCl con 0.2 moles de zinc para producir gas hidrógeno?
- a) El reactivo limitante es el zinc.
 - b) Sobran 0.1 moles de HCl.
 - c) Se forman 0.2 moles de hidrógeno.
 - d) Sobran 0.1 moles de zinc.
73. En un experimento que se realizó en el laboratorio se obtuvieron diferentes volúmenes de hidrógeno en condiciones normales de temperatura y presión. Utiliza la gráfica y la reacción propuesta para calcular:





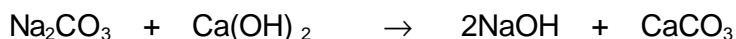
- a) La molaridad de la disolución del ácido sulfúrico que se emplea en todo el experimento.
- b) La masa en miligramos de zinc que reacciona con el ácido sulfúrico en el punto "A".
- c) El reactivo limitante en los puntos "A" y "C".

74. En un experimento que se realizó en el laboratorio, se obtuvieron diferentes volúmenes de bióxido de carbono en condiciones normales de temperatura y presión. Utiliza la gráfica y la reacción propuesta para calcular:



- a) La molaridad de la disolución del ácido clorhídrico que se emplea en todo el experimento.
- b) La masa en mg de carbonato de sodio que reacciona con HCl en el punto "A".
- c) El reactivo limitante en los puntos "A" y "C".

75. Uno de los procesos industriales para obtener sosa cáustica, emplea una disolución de carbonato de sodio al 20% en masa y densidad 1.2 g/mL, además de hidróxido de calcio (lechada de cal) en exceso. La ecuación que representa este proceso es:



- ¿Cuál de los reactivos es el limitante?
- ¿Cuántos litros de disolución de NaOH (12% en masa y densidad 1.1309 g/mL) se obtienen cuando se utilizan 100 L de la disolución de carbonato de sodio?
- ¿Cuántos gramos de NaOH puros contienen los litros de disolución de NaOH del inciso anterior?
- ¿Cuál es el rendimiento del proceso si solo se obtienen 20 kg de carbonato de calcio? (considera los datos del inciso "b")

76. El ácido sulfúrico se utiliza para producir industrialmente sulfato de amonio. La ecuación que representa este proceso es:



77. Si se utilizan 500 L de amoníaco gaseoso en condiciones normales y cinco litros de ácido sulfúrico (densidad = 1,3028 g/mL y 40% en masa):

- ¿Cuál de los reactivos es el limitante?
- ¿Cuántos kilogramos de sulfato de amonio se obtienen?
- ¿Qué volumen de ácido sulfúrico 2M sería necesario para que reaccionara estequiométricamente con medio metro cúbico de amoníaco en condiciones normales?

78. La ecuación que representa el proceso comercial para obtener sosa, cloro e hidrógeno es:

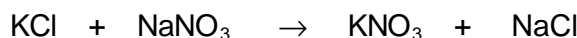


Si se utilizan 40 kg de NaCl al 93% en masa y 11.5 litros de agua pura (*)

- ¿Cuál de los reactivos actúa como limitante?
- ¿Cuántos gramos de NaOH se producen si el rendimiento del proceso es del 80%?
- ¿Qué cantidad queda del reactivo que está en exceso?
- ¿Qué volumen de cloro se obtiene en condiciones normales de T y P?

79. El nitrato de potasio usado como fertilizante se obtiene industrialmente por la reacción:





Si se agregan 80 kg de KCl sólido de 98.5% de pureza a 200L de disolución caliente de nitrato de sodio (densidad = 1.256 g/mL y 35% en masa)

- ¿Cuál de los reactivos es el limitante?
- En el proceso se separa primero una disolución concentrada de NaCl (densidad = 1.1697 y 24% en masa). ¿Cuántos litros de disolución se obtienen?
- ¿Cuántos gramos de NaCl puros se encuentran en el volumen del inciso anterior?
- Al enfriar la disolución cristalizan 75 kg de KNO_3 puro. ¿Cuál es el rendimiento o eficiencia del proceso?

80. Una planta industrial necesita producir 7800 kg de sulfato de calcio. Para ello dispone de suficiente cantidad de las dos materias primas necesarias, carbonato de calcio y ácido sulfúrico. El carbonato de calcio se encuentra en estado puro y el ácido sulfúrico en disolución de densidad 1.2 g/mL y 90% de pureza. Si se sabe que el rendimiento de la reacción es del 84%. ¿Qué volumen de la disolución de ácido sulfúrico debe emplearse? La ecuación que representa al proceso es:



81. Considera la siguiente reacción:



En 10 tubos de ensaye con 1 g de carbonato de calcio se adicionaron diferentes volúmenes de ácido clorhídrico 0.1 M

- ¿Qué volumen de ácido se requiere para llegar al punto de equivalencia?
- ¿Cuántos g de CaCl_2 se obtienen en el punto de equivalencia?

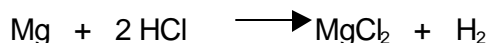
82. El azufre a altas temperaturas se combina con el Fe para producir FeS:



En un experimento se hicieron reaccionar 8.67 g de S con 7.62 g de Fe.

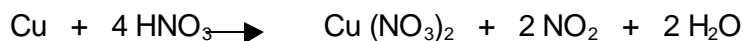
- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Qué masa de producto se formó?
- ¿Qué cantidad de reactivo en exceso queda al final de la reacción?

83. En el laboratorio se lleva a cabo la siguiente reacción:



- ¿Qué molaridad tiene el ácido para que reaccionen 20 mL con 4 g de Mg?
- ¿Qué volumen de hidrógeno se obtiene en condiciones normales de temperatura y presión?

84. Se hicieron reaccionar 44.47 g de cobre con 189 g de ácido nítrico efectuándose la siguiente reacción:



- ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
- ¿Cuántos gramos de nitrato de cobre se obtuvieron?
- ¿Qué masa de reactivo en exceso no reaccionó?
- ¿Cuál fue el % de rendimiento, si en el laboratorio se formaron 120 g?

85. Para obtener la urea se hicieron reaccionar 637.2 g de amoníaco con 1142 g de óxido de carbono, según la siguiente ecuación:



- ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
- ¿Qué masa de producto (urea) se formó?
- ¿Qué masa de reactivo en exceso quedó sin reaccionar?
- ¿Cuál fue el % de rendimiento si se sintetizó 1 kg de urea?



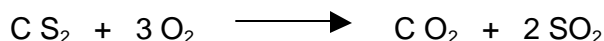
86. La aspirina (ácido acetil salicílico) se prepara por calentamiento del ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) con el anhídrido acético ($C_4H_6O_3$).



Cuando se calientan 2.0 g de ácido salicílico con 4.0 g de anhídrido acético

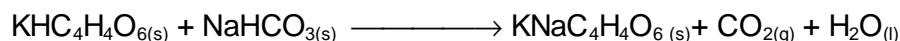
- ¿Cuántos g de aspirina se forman?
- ¿Cuál es el % de rendimiento, si experimentalmente se obtuvieron 2.1 g?

87. El disulfuro de carbono arde con oxígeno de acuerdo con la siguiente reacción:



Calcule los gramos de óxido de azufre producidos cuando reaccionan 15.0 g de sulfuro de carbono y 35 g de oxígeno. ¿Cuánto de reactivo permanecen sin consumirse?

88. En la elaboración industrial de galletas es común que se agreguen crémor tártaro ($KHC_4H_4O_6$) y bicarbonato de sodio, ambos en polvo, para que al hornearlas, estos dos compuestos reaccionen entre sí, liberando dióxido de carbono gaseoso. El gas queda "atrapado" dentro de la galleta horneada y eso hace que se esponje. La ecuación que representa la reacción entre los dos compuestos mencionados, es la siguiente:



La industria galletera Lleya, S.A. sabe que la producción de 7.5 L de CO_2 por cada kg de galletas es suficiente para obtener un esponjado adecuado. Tomando en cuenta las siguientes condiciones:

- No debe quedar $NaHCO_3$ en el producto terminado porque altera el sabor.
- El crémor tártaro sólo se puede conseguir en una mezcla comercial "SPONJEX®" que por cada 100 g contiene 20 g de crémor tártaro y 80 g de leche descremada.
- Se recomienda que en la galleta horneada permanezca un residuo de 0.7% en peso de crémor tártaro, para mejorar su sabor.
- El horneado se realiza a $240^\circ C$ y 0.73 atm de presión, durante 35 min.



- a) ¿Cuántos gramos de SPONJEX® y de bicarbonato de sodio con 95% de pureza se deben emplear en la formulación para preparar 1 kg de galletas de la mejor calidad?
- b) ¿Cuál será el porcentaje en peso de ambos en la formulación?
- (Se recomienda tomar como base de cálculo 1 kg de galletas).

89. El hierro (II) puede oxidarse a hierro (III) utilizando dicromato de potasio, en presencia de ácido clorhídrico. Esta reacción se utiliza en los análisis que se hacen en el laboratorio para conocer la cantidad de fierro presente en una muestra problema.

A continuación se presenta una tabla encabezada con la ecuación química balanceada que representa este proceso, y datos iniciales que se refieren a las cantidades de los reactivos. Completa la tabla, presentando fuera de ésta, los cálculos realizados para obtener los resultados:



Datos iniciales	6 moles	100 mL 3M	300 mL 36 % d=1.18g/mL				
Moles Iniciales							
Reactivo limitante							
Moles que reaccionan							
Moles que se producen							
Moles que quedan							
Masa que queda							
Masa que							

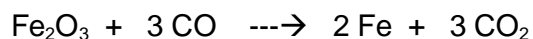
queda, si el rendimiento de la reacción es de 90 %							
--	--	--	--	--	--	--	--

90. Se hacen reaccionar 10 g de peróxido de sodio con 10 mL de agua, los productos que se obtienen son oxígeno molecular e hidróxido de sodio.

Elabora una tabla de variación de especies indicando cuál es el reactivo limitante, cuántos moles reaccionan, cuántas moles se producen y cuántas moles quedan al final.

91. Si se desean obtener 10 L de oxígeno molecular utilizando los mismos reactivos que se indicaron en la pregunta (4), y se parte de reactivos con las siguientes características: peróxido de sodio sólido con 95 % de pureza, agua con 90 % de pureza, ¿qué cantidad de cada uno de estos reactivos se tiene que poner a reaccionar?

92. Una de las reacciones que ocurre en un horno de fundición cuando un mineral de hierro es convertido en hierro, se representa por la siguiente ecuación:



- b) Se hacen reaccionar 2 toneladas de óxido férrico con 10 L de monóxido de carbono a temperatura y presión estándar, ¿cuántos kg de Fe se obtienen y cuántos L de bióxido de carbono? Elabore una tabla de variación de especies, para que indique cuántas moles de cada reactivo tiene al inicio, cuál es el reactivo limitante, cuántas moles de cada especie reaccionan, cuántas moles de producto se obtienen y cuántas moles de cada especie se tienen al final de la reacción, suponiendo un rendimiento del 100 %.
- c) Si quieres obtener 1 kg de fierro y tienes monóxido de carbono en exceso, ¿cuántos Kg de óxido férrico debes hacer reaccionar?