

Problemas de Química (1ero Grado de Química). Tema 1.

CÁLCULOS BÁSICOS

1. Expresa en notación científica, indicando en cada caso el número de cifras significativas:

- a) 258292 b) 1804, 5289 c) 0, 48 d) 0, 00787
e) $(3,0 \times 10^{-3})^4$ f) $(1,2 \times 10^{-9})^{1/4}$ g) $(2,7 \times 10^{-8})^{1/3}$ h) $(14,8 \times 10^{-75})^{1/5}$

Solución:

- a) $2,58292 \times 10^5$ (6 c.s) b) $1,8045289 \times 10^3$ (8 c.s.) c) $4,8 \times 10^{-1}$ (2 c.s) d) $7,87 \times 10^{-3}$ (3 c.s)
e) $8,1 \times 10^{-11}$ (2 c.s) f) $5,9 \times 10^{-3}$ (2 c.s) g) $3,0 \times 10^{-3}$ (2 c.s) h) $1,71 \times 10^{-15}$ (3 c.s)

2. Expresa cada uno de los siguientes números en notación científica y con cuatro cifras significativas:

- a) 3984,6 b) 422,04 c) 186000 d) 43527 e) 0,000098764

Solución: a) $3,985 \times 10^3$ b) $4,220 \times 10^2$ c) $1,860 \times 10^5$ d) $4,353 \times 10^4$ e) $9,876 \times 10^{-5}$

3. Realiza los siguientes cálculos, expresando los resultados en notación científica y con el número adecuado de cifras significativas:

- a) $0,406 \times 0,0023$ b) $32,18 + 0,055 - 1,652$ c) $\frac{320 \times 24,9}{0,080}$ d) $\frac{32,44 + 4,90 - 0,304}{8,294}$

Solución: a) $9,3 \times 10^{-4}$ b) $3,058 \times 10^1$ c) $1,0 \times 10^5$ d) 4,465

FÓRMULAS QUÍMICAS.

1. La alicina es el compuesto responsable del olor característico del ajo. Un análisis de dicho compuesto muestra la siguiente composición porcentual en masa: C: 44,4%, H: 6,2%, S: 39,5%, O: 9,9%. Calcule su fórmula empírica. ¿Cuál es su fórmula molecular si su masa molar es aproximadamente 162 g mol^{-1} ? Masa atómica del H,C,O y S = 1,008, 12,011, 15,999 y $32,065 \text{ g mol}^{-1}$, respectivamente.

Solución: Un 44,4 % de C en 162 g significa que hay $162 \text{ g } 0,444 / (15,999 \text{ g mol}^{-1}) = 5,99$ moles de C. De igual manera se llega a que en esos 162 g hay 9,96 moles de H, 2,00 moles de S y 1,00 moles de O; que conduce a $C_6H_{10}S_2O$.

2. La lisina es un aminoácido esencial. Un experimento mostró que cada molécula de lisina contiene dos átomos de nitrógeno. Otro experimento mostró que la composición porcentual en masa es: 19,2% de N, 9,6% de H, 49,3% de C y 21,9% de O. ¿Cuál es la fórmula molecular de la lisina? Masa atómica del H,C,N y O = 1,008, 12,011, 14,007 y $15,999 \text{ g mol}^{-1}$, respectivamente.

Solución: Por 100 g de lisina hay 19,2 g de N, 9,6 de H, 49,3 de C y 21,9 de O. Dividiendo por sus respectivas masas atómicas tendremos que hay 1,37 moles de N, 9,6 moles de H, 4,10 moles de C y 1,37 moles de O. Renormalizando para tener 2 moles de N, es decir multiplicando los anteriores números por 1,46 se llega a la fórmula empírica $C_6H_{14}N_2O_2$.

3. Calcule la riqueza en nitrógeno (en tanto por ciento) de las siguientes sustancias puras: nitrato de cadmio (II) $Cd(NO_3)_2$, nitrito de sodio $NaNO_2$, nitrito de bismuto (III) $Bi(NO_2)_3$ y nitrato de potasio KNO_3 .

M. at. (g mol^{-1}): Cd = 112 ; Bi = 209 ; Na = 23 ; K = 39 ; N = 14 ; O = 16.

Solución:

a) Nitrato de cadmio (II) : $Cd(NO_3)_2$, Peso molecular = 236 g mol^{-1}

El tanto por ciento de Nitrógeno será:

$$\% N = \frac{\text{Peso del Nitrógeno en fórmula}}{\text{Peso Molecular}} \cdot 100 = \frac{14 \cdot 2}{236} = 11,86 \%$$

b) Nitrito de sodio: NaNO_2 , Peso molecular = 69 g mol^{-1}

$$\% N = \frac{14}{69} \cdot 100 = 20,29 \%$$

c) Nitrito de bismuto (III): $\text{Bi}(\text{NO}_2)_3$, Peso molecular = 347 g mol^{-1}

$$\% N = \frac{14 \cdot 3}{347} \cdot 100 = 12,10 \%$$

d) Nitrato de potasio: KNO_3 , Peso molecular = 101 g mol^{-1}

$$\% N = \frac{14}{101} \cdot 100 = 13,86 \%$$

4. El abonado de una cierta tierra de labor exige anualmente 369 Kg de nitrato de Chile (nitrato sódico). Se ha decidido emplear, en lugar de dicho abono, nitrato de Noruega (nitrato cálcico). Se desea conocer:

- (a) Los kilogramos de este último que deberán utilizarse para que no se modifique la aportación de nitrógeno fertilizante al terreno.
- (b) ¿Qué déficit o exceso de nitrógeno, en % en peso sobre 100 Kg de abono, se tendría utilizando la misma cantidad?

M. at. (g mol^{-1}): N = 14 ; O = 16 ; Na = 23 ; Ca = 40.

Solución:

(a) El porcentaje de Nitrógeno en el nitrato sódico (NaNO_3 , Peso Molecular = $23 + 14 + 16 \cdot 3 = 85$) será:

$$\frac{\text{Peso Nitrógeno en fórmula}}{\text{Peso Molecular}} \cdot 100 = \frac{14}{85} \cdot 100 = 16,47 \%$$

360 Kg de nitrato de Chile aportaran al terreno la siguiente cantidad de Nitrógeno:

$$360 \text{ Kg} \cdot \frac{16,47}{100} = 59,292 \text{ Kg de Nitrógeno}$$

que corresponde a la cantidad de Nitrógeno que deberá aportarse utilizando nitrato de Noruega. En este último ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, Peso Molecular = $40 + (14 + 16 \cdot 3) \cdot 2 = 164$) el porcentaje de Nitrógeno será:

$$\frac{14 \cdot 2}{164} \cdot 100 = 17,07 \%$$

y la cantidad de fertilizante necesario será por tanto:

$$59,292 \text{ Kg N} \cdot \frac{100}{17,07} = 347,35 \text{ Kg de Nitrato de Noruega}$$

(b) Si se utilizan 360 Kg de Nitrato de Noruega se conseguirá un exceso de Nitrógeno al poseer éste algo más (un 17,07 % frente al 16,47 % del Nitrato de Chile):

$$\text{Exceso de Nitrógeno} = 17,07 \% - 16,47 \% = 0,6 \% \text{ en peso}$$

5. Una sustancia orgánica contiene solamente C, H y O. A 250°C y 750 mmHg , $1,65\text{ g}$ de dicha sustancia en forma de vapor ocupan 629 ml . Su análisis químico elemental es el siguiente: $63,1\%$ de C y $8,7\%$ de H. Calcule su fórmula molecular.

Datos: $R = 0,082\text{ atm l mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$; M. at. (g mol^{-1}): $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$, $\text{O} = 16$.

Solución:

A partir de los porcentajes de C, H y O obtenemos la fórmula empírica del compuesto.

El número de átomos-gramo de C, H y O en 100 gramos de compuesto será:

$$\begin{aligned} n^{\circ}\text{ átomos gramo C} &= 63,1/12 = 5,2583 \\ n^{\circ}\text{ átomos gramo H} &= 8,7/1 = 8,7 \end{aligned}$$

El % de O será: $100 - 63,1 - 8,7 = 28,2\%$.

$$n^{\circ}\text{ átomos gramo O} = \frac{28,2}{16} = 1,7625$$

Dividiendo todos por el menor se obtiene la proporción entre ellos:

$$\begin{aligned} \text{C} &: 5,2583/1,7625 = 2,98 \simeq 3 \\ \text{H} &: 8,7/1,7625 = 4,94 \simeq 5 \\ \text{O} &: 1,7625/1,7625 = 1 \end{aligned}$$

lo que nos indica que la fórmula empírica será: $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}$.

Por otro lado podemos obtener el peso molecular del gas a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P.M. = \frac{n^{\circ}\text{ gramos} \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{1,65 \cdot 0,082 \cdot (250 + 273)}{(750/760) \cdot 629 \cdot 10^{-3}} = 114$$

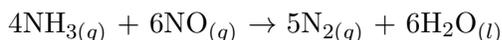
Téngase en cuenta que la fórmula empírica es "n" veces la fórmula molecular y que ésta pesa el peso molecular, por tanto:

$$P.M. (\text{C}_3\text{H}_5\text{O})_n = 114 ; [(12 \cdot 3) + (5 \cdot 1) + 16] n = 114 ; n = 2$$

La Fórmula Molecular será: $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_2$.

ESTEQUIOMETRÍA

1. Una de las maneras de eliminar el NO de las emisiones de humos es hacerle reaccionar con amoníaco:



Rellena los espacios en blanco siguientes:

- 16.5 moles de NO reaccionan con moles de NH_3
- 60 gramos de NO dan gramos de N_2
- litros de NO producen 10 litros de N_2
- 22.4 moles de NO producen moléculas de H_2O

M. at. (g mol^{-1}): $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$, $\text{N} = 14$, $\text{O} = 16$.

Solución: a) 11,0 moles b) 47 g c) 12 L d) $1,35 \times 10^{25}$ moléculas

2. Ajuste las siguientes ecuaciones químicas:

- a) $K + KNO_3 \rightarrow K_2O + N_2$
- b) $H_2O + KO_2 \rightarrow KOH + O_2$
- c) $Mg_3N_2 + H_2O \rightarrow NH_3 + Mg(OH)_2$
- d) $NaCl + H_2O + SiO_2 \rightarrow HCl + Na_2SiO_3$
- e) $Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + NaHCO_3$

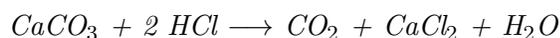
Solución:

- a) $5 K + KNO_3 \rightarrow 3 K_2O + 1/2 N_2$
- b) $H_2O + 2 KO_2 \rightarrow 2 KOH + 3/2 O_2$
- c) $Mg_3N_2 + 6 H_2O \rightarrow 2 NH_3 + 3 Mg(OH)_2$
- d) $2 NaCl + H_2O + SiO_2 \rightarrow 2 HCl + Na_2SiO_3$
- e) $Ca(HCO_3)_2 + 2 Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + 2 NaHCO_3$

3. La tiza está compuesta por carbonato de calcio y sulfato de calcio, con algunas impurezas de dióxido de silicio. Solamente el carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico, produciendo cloruro de calcio, agua y dióxido de carbono. Calcule el porcentaje de carbonato de calcio en un trozo de tiza de 3.28 g si al reaccionar con ácido clorhídrico en exceso se produce medio litro de dióxido de carbono medido en condiciones normales de presión y temperatura.

M. at. ($g\ mol^{-1}$): C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40.

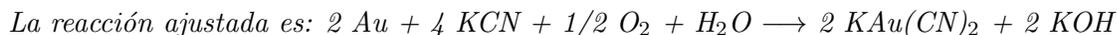
Solución:



Medio litro de gas CO_2 en C.N son $0,5 / 22,4 = 0,0223$ moles, que son a su vez los moles que hay de carbonato cálcico. Como el peso molecular del $CaCO_3$ es $100\ g\ mol^{-1}$ hay por tanto $2,23\ g$ en $3,28\ g$ que es el 68%.

4. Durante muchos años, la separación del oro de otros materiales implicó el uso de cianuro de potasio: $Au + KCN + O_2 + H_2O \rightarrow KAu(CN)_2 + KOH$, (reacción sin ajustar) ¿Cuál es la mínima cantidad de KCN, en moles, que se necesita para extraer 29,0 g (alrededor de una onza) de oro? M. at. ($g\ mol^{-1}$): Au = 196,967.

Solución:



29,0 g de Au son $0,1472$ moles de Au con lo que se necesitan $0,2944$ moles de KCN para extraer esa cantidad de Au debido a que se necesita el doble de KCN que de Au.

5. Considere la reacción (sin ajustar): $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$ Si reaccionan 0,86 moles de MnO_2 y 48,2 g de HCl, ¿cuál de los reactivos se consumirá primero?. ¿Cuántos gramos de cloro se producirán?

M. at. ($g\ mol^{-1}$): H = 1 ; Cl = 35,5.

Solución:

La reacción ajustada es:



Si tenemos 0,86 moles de MnO_2 y $48,2 / 36,5 = 1,32$ moles de HCl puesto que la estequiometría es 4 de HCl a 1 de MnO_2 se agota antes el HCl y se generan $1,32 / 4 = 0,33$ moles de Cl_2 que son 23 g.

6. Suponiendo que la gasolina es C_8H_{18} , ¿qué volumen de dióxido de carbono (a $0\ ^\circ C$ y 1 atm) y qué masa de agua se obtendrán en la combustión de 100 g de gasolina con 500 g de oxígeno?

M. at. ($g\ mol^{-1}$): H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

Solución:

La reacción de combustión es:

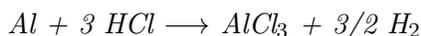


El p.m del C_8H_{18} es 114 g mol^{-1} luego 100 g son 0.877 moles que necesitan $7,46$ moles de O_2 para su total combustión. 500 g de O_2 son $15,62$ moles luego hay exceso de O_2 para la total combustión del C_8H_{18} . Así que se producen $7,02$ moles de CO_2 y $7,89$ de H_2O que son 157 L de CO_2 (suponiendo comportamiento ideal) y 142 g de H_2O .

7. El aluminio y el ácido clorhídrico reaccionan dando cloruro de aluminio y desprendiendo hidrógeno. Determina la masa de cloruro de aluminio formado y la masa de aluminio o de ácido clorhídrico en exceso cuando reaccionan $2,7 \text{ g}$ de aluminio con $4,0 \text{ g}$ de ácido clorhídrico.

M. at. (g mol^{-1}): H = 1; Al = 27 ; Cl = 35,5 ; O = 16.

Solución:



$2,7 \text{ g}$ de Al son $0,1$ moles y $4,0 \text{ g}$ de HCl son $0,11$ moles. Como 1 mol de Al reacciona con 3 HCl el exceso es de Al (0.063 moles, que son 1.7 g). Se forman $0,11 / 3 = 0,036$ moles de $AlCl_3$ que son $4,88 \text{ g}$.

8. En la producción industrial de la aspirina, la reacción final es:



Si con 25 g de ácido salicílico y un exceso de anhídrido acético se obtienen 24.3 g de aspirina, ¿ cuál es el % de rendimiento?

M. at. (g mol^{-1}): H = 1; C = 12 ; O = 16.

Solución:

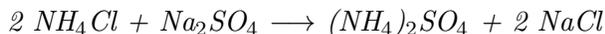
25 g de HOC_6H_4COOH son $0,181$ moles y $24,3 \text{ g}$ de $CH_3OCOC_6H_4COOH$ son $0,133$ moles. Como la estequiometría es 1 a 1 el rendimiento es $0,133 / 0,181 = 74 \%$

9. El cloruro de amonio reacciona con el sulfato de sodio para dar lugar a sulfato de amonio y cloruro de sodio. ¿ Cuántos moles de sulfato de amonio podrán obtenerse a partir de $15,0 \text{ g}$ de sulfato de sodio y $10,0 \text{ g}$ de cloruro de amonio?

M. at. (g mol^{-1}): H = 1; N = 14 ; O = 16 ; Na = 23 ; S = 32 .

Solución:

La reacción es:



$15,0 \text{ g}$ de Na_2SO_4 son $0,106$ moles y $10,0 \text{ g}$ de NH_4Cl son 0.187 moles. El reactivo limitante es el NH_4Cl y se forma $9,35 \cdot 10^{-2}$ moles de $(NH_4)_2SO_4$.

10. Si se derrama un ácido en la mesa o el suelo del laboratorio, se debe espolvorear bicarbonato de sodio para neutralizarlo, según la reacción:



- a) Si se derrama una disolución HCl que contiene $1,82 \text{ g}$ de este ácido, ¿cuántos gramos de bicarbonato de sodio hemos de espolvorear para neutralizar todo el ácido?
- b) Si se derrama una disolución H_2SO_4 que contiene $1,82 \text{ g}$ de este ácido, ¿cuántos gramos de bicarbonato de sodio hemos de espolvorear para neutralizar todo el ácido?

M. at. (g mol^{-1}): H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32 ; Cl = 35,5.

Solución:

1,82 g de HCl son 0.05 moles que necesitan otros 0.05 moles de bicarbonato (84 g/mol) para su neutralización que dan 4.2 g.

1,82 g de H₂SO₄ son 0.0186 moles que necesitan el doble de bicarbonato (84 g/mol) para su neutralización que dan 3,12 g.

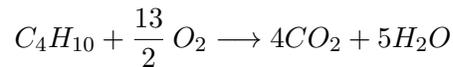
11. Un taxi adaptado con butano, consume 12 Kg de carburante cada 100 km. Calcular:

- (a) El volumen de aire, en condiciones normales, admitido por el motor en ese recorrido, supuesto que el aire contiene 80 % de nitrógeno y 20 % de oxígeno en volumen, y que se requiere un 30 % de aire en exceso sobre el teórico, para la combustión total del butano.
- (b) La composición volumétrica de los gases de escape, suponiendo que la combustión es total, y que se mide en condiciones normales.

Masas atómicas (g mol^{-1}): N = 14,0 ; O = 16,0 ; H = 1,0 ; C = 12,0.

Solución:

(a) La reacción de combustión es:



$$\text{moles de butano} = \frac{12000}{58} = 206,897 \text{ moles}$$

que requieren para su combustión 13/2 moles de O₂ por cada mol de C₄H₁₀ según la ecuación estequiométrica, es decir:

$$206,897 \cdot \frac{13}{2} = 1344,83 \text{ moles de O}_2$$

estos moles de O₂ medidos en condiciones normales de presión y temperatura ocuparán un volumen de 22,4 l por cada mol, luego:

$$1344,83 \text{ moles} \cdot 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}} = 30214,19 \text{ litros de O}_2$$

que suponen el 20 % del volumen de aire correspondiente, (o la quinta parte del volumen de aire):

$$30214,19 \cdot \frac{100}{20} = 150620,95 \text{ litros de aire teórico}$$

Sin embargo, se nos dice que se requiere un 30 % de aire en exceso sobre el teórico, es decir, los litros de aire necesarios para la combustión total del butano serán:

$$150620,95 + \frac{30}{100} \cdot 150620,95 = 195807,23 \text{ l}$$

(b) Si la combustión es total cada mol de butano producirá 4 moles de CO₂ y 5 moles de H₂O por tanto:

$$\begin{aligned} 206,897 \cdot 4 &= 827,59 \text{ moles de CO}_2 \\ 206,897 \cdot 5 &= 1034,49 \text{ moles de H}_2\text{O} \end{aligned}$$

que, medidos en condiciones normales ocuparán:

$$\begin{aligned} 827,59 \cdot 22,4 &= 18538,02 \text{ litros de CO}_2 \\ 1034,49 \cdot 22,4 &= 23172,58 \text{ litros de H}_2\text{O} \end{aligned}$$

que suponen parte de los gases de escape, el resto estará formado por el nitrógeno del aire y el oxígeno sobrante, es decir:

$$\begin{aligned} 195807,23 \cdot 4/5 &= 156645,78 \text{ litros de } N_2 \\ (195807,23 \cdot 1/5) - 30124,19 &= 9037,26 \text{ litros de } O_2 \end{aligned}$$

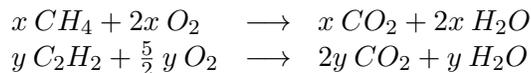
Si expresamos la composición volumétrica de los gases de escape en porcentajes sobre el total, esta será (escape total = 18538,02 + 23172,58 + 156645,78 + 9037,26 = 207393,64 litros):

$$\begin{aligned} N_2 &: (156645,78/207393,64) \cdot 100 = 75,53 \% \text{ en volumen} \\ H_2O &: (23172,58/207393,64) \cdot 100 = 11,17 \% \text{ en volumen} \\ CO_2 &: (18538,02/207393,64) \cdot 100 = 8,94 \% \text{ en volumen} \\ O_2 &: (9037,26/207393,64) \cdot 100 = 4,36 \% \text{ en volumen} \end{aligned}$$

12. Una mezcla de metano y acetileno (etino) se quema totalmente haciéndola pasar por un tubo que contiene CuO al rojo. Al final de la operación se recogieron 3,30 g de CO_2 y 1,35 g de H_2O . Halle los pesos de metano y acetileno que se han quemado.

Solución:

Las reacciones que tienen lugar serán:



Si llamamos "x" a los moles de CH_4 e "y" a los de C_2H_2 , y teniendo en cuenta que los pesos moleculares del CO_2 y del H_2O son respectivamente 44 y 18:

$$\begin{aligned} \text{moles de } CO_2 &: x + 2y = 3,30/44 = 0,075 \\ \text{moles de } H_2O &: 2x + y = 1,35/18 = 0,075 \end{aligned}$$

resolviendo este sistema se obtiene $x = 0,025$ e $y = 0,025$.

Para calcular las cantidades de metano y acetileno que se han quemado y sabiendo que sus pesos moleculares son respectivamente 16 y 26 hacemos:

$$\begin{aligned} \text{gramos de } CH_4 &= 0,025 \cdot 16 = 0,4 \text{ gramos} \\ \text{gramos de } C_2H_2 &= 0,025 \cdot 26 = 0,65 \text{ gramos} \end{aligned}$$