

## EJERCICIOS RESUELTOS DE QUÍMICA BÁSICA

### Enunciado 1

¿Cuántos  $m^3$  de aire se necesitan para la combustión completa de una tonelada de carbón. Se supondrá que el aire contiene un quinto de su volumen en oxígeno.

### Enunciado 2

Calcular la cantidad necesaria de sulfato amónico  $[SO_4(NH_4)_2]$  para obtener 500 cc de una disolución amoniacal que contenga el 20 % de amoniaco  $[NH_3]$ .

### Enunciado 3

¿Cuál es la normalidad de una lejía de sosa de peso específico 1,18 y 16 % de concentración?

Tomamos 10 cc de una disolución de lejía de sosa de peso específico 1,034, y al neutralizarlos se añaden 32,5 cc de ácido clorhídrico (ClH) 0,1 N. Calcular el tanto por ciento de hidróxido sódico (NaOH) que contiene esta lejía.

### Enunciado 4

20 cc de una disolución de carbonato sódico ( $CO_3Na_2$ ) se tratan con un exceso de cloruro cálcico ( $Cl_2Ca$ ). Filtrado el precipitado, se calcina fuertemente y se obtiene un residuo que pesa 0,140 gramos. Calcular la normalidad del carbonato sódico.

### Enunciado 5

a) Al neutralizar 10 cc de cierta disolución de hidróxido sódico (NaOH) se gastaron 20 cc de ácido sulfúrico ( $SO_4H_2$ ) 0,2 N. Calcular la normalidad de la solución de hidróxido sódico.

b) Se quiere preparar un litro de disolución 0,1 Normal de permanganato potásico ( $KMnO_4$ ), ¿cuántos gramos de sal se necesitarán?

### Enunciado 6

Disponemos de un cinabrio que tiene 89,92 % de riqueza en sulfuro mercuríco (HgS). Suponiendo que en la metalurgia aplicada no exista ninguna pérdida, calcular la cantidad de mercurio (Hg) que podemos obtener a partir de una tonelada de mineral.

### Enunciado 7

- a) Que tanto por ciento de agua ( $H_2O$ ) de cristalización contiene,
- una molécula de carbonato sódico decahidratado ( $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ )
  - una molécula de ácido oxálico (etanodioico) bihidratado ( $C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O$ ).
- b) Desecados 1,23 gramos de sulfato de magnesio ( $MgSO_4$ ) hasta perder toda su agua de cristalización, pesan 0,6 gramos. Averiguar con cuantas moléculas de agua cristaliza dicha sal.

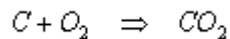
## SOLUCIONES

-1-

¿Cuántos m<sup>3</sup> de aire se necesitan para la combustión completa de una tonelada de carbón.  
Se supondrá que el aire contiene un quinto de su volumen en oxígeno.

**Respuesta**

Considerando que el carbón está, básicamente, compuesto de carbono, podemos plantear la siguiente ecuación estequiométrica:



que representa la combustión completa de un mol de carbono. Puesto que nos solicitan el consumo de oxígeno expresado en metros cúbicos, tendremos en cuenta la equivalencia en volumen de un mol de cualquier sustancia gaseosa, simplificando a condiciones normales de presión y temperatura. De ese modo podemos plantear:



Y aplicando una regla de tres simple:

Si 12 g de Carbon(o) reaccionan con 22,4 litros de Oxígeno  
10<sup>6</sup> de Carbon(o) reaccionarán con X litros de Oxígeno.

De donde resulta que los metros cúbicos de oxígeno necesarios serán: 1866,66. Si suponemos que el aire contiene (1/5) de su volumen de oxígeno, tendremos finalmente que: 1866,66 x 5 = 9333,33 son los m<sup>3</sup> de aire para la combustión completa de una tonelada (10<sup>6</sup> g) de carbón.

-2-

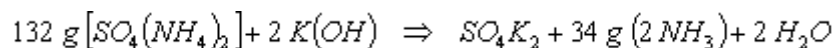
Calcular la cantidad necesaria de sulfato amónico [SO<sub>4</sub>(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>] para obtener 500 cc de una disolución amoniacal que contenga el 20 % de amoniaco [NH<sub>3</sub>].

**Respuesta**

En primer lugar calculamos los gramos de amoniaco que debemos aportar para preparar 500 cc de una disolución amoniacal al 20 %. Tendremos:

Si 100 gramos de disolución contienen 20 gramos de amoniaco  
500 gramos deberán contener ..... X gramos de amoniaco

Haciendo operaciones resulta X = 100 gramos de amoniaco, que deberán obtenerse de la cantidad correspondiente de sulfato amónico. Planteando la ecuación estequiométrica que aplicaría resulta:



Con lo que tendremos:

Si 34 g de amoniaco se obtienen con 132 g de sulfato amónico  
100 g de amoniaco se obtendrán con ...X g de sulfato amónico.

Haciendo operaciones resulta que la cantidad necesaria de sulfato amónico para preparar 500 cc de una disolución amoniacal al 20 %, es 388,235 gramos.

**-3-**

¿Cuál es la normalidad de una lejía de sosa de peso específico 1,18 y 16 % de concentración?

Tomamos 10 cc de una disolución de lejía de sosa de peso específico 1,034, y al neutralizarlos se añaden 32,5 cc de ácido clorhídrico (ClH) 0,1 N. Calcular el tanto por ciento de hidróxido sódico (NaOH) que contiene esta lejía.

**Respuesta**

La sustancia activa de una lejía de sosa es el hidróxido sódico (NaOH) y a partir de los datos, tendremos :

$$1,18 \times 1000 \times 0,16 = 188,80 \text{ gramos de NaOH en un litro de disolución.}$$

La normalidad de la disolución se obtendrá a partir de la relación:

$$N = \frac{g/l}{Pm/V} = \frac{g \cdot V}{Pm \cdot l} = \frac{188,8 \times 1}{40 \times 1} = 4,72$$

Y tenemos una disolución 4,72 normal.

Para la segunda parte del problema aplicamos la fórmula  $N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$ , a partir de la cual deducimos la normalidad de la sosa caústica:

$$N_2 = \frac{N_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{0,1 \times 32,5}{10} = 0,325 N$$

y aplicando la fórmula de cálculo de la normalidad, sabremos cuantos gramos de NaOH hay en un litro de la disolución:

$$N = \frac{g/l}{Pm/V} \Rightarrow g = \frac{N \times Pm \times l}{V} = \frac{0,325 \times 1 \times 40}{1} = 13 \text{ gramos}$$

de hidróxido sódico contenidos en un litro de disolución.

Como sabemos que el peso específico de dicha disolución es 1,034, el peso de un litro será :

$$1000 \times 1,034 = 1034 \text{ gramos.}$$

finalmente, por una regla de tres simple,

Si en 1034 gramos de disolución hay 13 gramos de NaOH, entonces

En 100 gramos de disolución habrá X gramos de NaOH

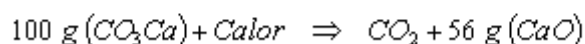
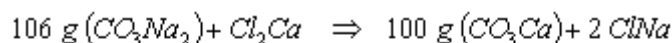
Haciendo cálculos resulta,  $X = 1,257 \%$ .

**-4-**

20 cc de una disolución de carbonato sódico ( $\text{CO}_3\text{Na}_2$ ) se tratan con un exceso de cloruro cálcico ( $\text{Cl}_2\text{Ca}$ ). Filtrado el precipitado, se calcina fuertemente y se obtiene un residuo que pesa 0,140 gramos. Calcular la normalidad del carbonato sódico.

**Respuesta**

Podemos plantear las siguientes ecuaciones estequiométricas:



y a partir de ellas:

Si 56 gramos de óxido de calcio (CaO) proceden de 100 gramos de carbonato cálcico (CaCO<sub>3</sub>), entonces

0,140 gramos de CaO procederán de X gramos de CaCO<sub>3</sub>.

Haciendo operaciones resulta: X = 0,25 gramos de CO<sub>3</sub>.

Análogamente,

Si 100 gramos de carbonato cálcico (CaCO<sub>3</sub>) se obtienen de 106 gramos de carbonato sódico (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>), entonces

0,25 gramos de carbonato cálcico (CaCO<sub>3</sub>) se obtendrán de Y gramos de carbonato sódico (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>).

Haciendo operaciones resulta Y = 0,27 gramos de carbonato sódico.

Para obtener la normalidad aplicamos la fórmula que la da:

$$N = \frac{g/l}{Pm/V} = \frac{g \cdot V}{Pm \cdot l} = \frac{0,27 \times 2}{106 \times 0,02} = 0,25$$

Y tenemos una disolución de carbonato sódico 0,25 Normal.

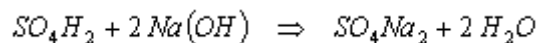
-5-

a) Al neutralizar 10 cc de cierta disolución de hidróxido sódico (NaOH) se gastaron 20 cc de ácido sulfúrico (SO<sub>4</sub>H<sub>2</sub>) 0,2 N. Calcular la normalidad de la solución de hidróxido sódico.

b) Se quiere preparar un litro de disolución 0,1 Normal de permanganato potásico (KMnO<sub>4</sub>), ¿cuántos gramos de sal se necesitarán?.

**Respuesta**

a) La ecuación estequiométrica que aplica en la reacción implicada es:



Si bien en este caso, para calcular la normalidad de la sosa nos es suficiente con recordar que el producto de la normalidad por el volumen de dos soluciones estequiométricamente equivalentes es constante y escribir:

$$N_1V_1 = N_2V_2 \Rightarrow 0,2 \times 20 \text{ cc } (SO_4H_2) = N_2 \times 10 \text{ cc } (NaOH)$$

de donde resulta que la disolución de hidróxido sódico es 0,4 Normal.

b) A partir de la fórmula que nos da la normalidad de una disolución, tenemos :

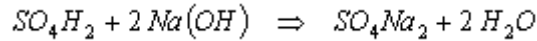
$$N = \frac{g/l}{Pm/V} \Rightarrow g = \frac{N \times Pm \times l}{V} = \frac{0,1 \times 158 \times 1}{1} = 15,8 \text{ gramos}$$

**-6-**

- a) Al neutralizar 10 cc de cierta disolución de hidróxido sódico (NaOH) se gastaron 20 cc de ácido sulfúrico ( $\text{SO}_4\text{H}_2$ ) 0,2 N. Calcular la normalidad de la solución de hidróxido sódico.
- b) Se quiere preparar un litro de disolución 0,1 Normal de permanganato potásico ( $\text{KMnO}_4$ ), ¿cuántos gramos de sal se necesitarán?

**Respuesta**

a) La ecuación estequiométrica que aplica en la reacción implicada es:



Si bien en este caso, para calcular la normalidad de la sosa nos es suficiente con recordar que el producto de la normalidad por el volumen de dos soluciones estequiométricamente equivalentes es constante y escribir:

$$N_1V_1 = N_2V_2 \Rightarrow 0,2 \times 20 \text{ cc } (\text{SO}_4\text{H}_2) = N_2 \times 10 \text{ cc } (\text{NaOH})$$

de donde resulta que la disolución de hidróxido sódico es 0,4 Normal.

b) A partir de la fórmula que nos da la normalidad de una disolución, tenemos :

$$N = \frac{\text{g/l}}{\text{Pm/V}} \Rightarrow \text{g} = \frac{N \times \text{Pm} \times \text{l}}{V} = \frac{0,1 \times 158 \times 1}{1} = 15,8 \text{ gramos}$$

**-7-**

- a) Que tanto por ciento de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) de cristalización contiene,  
 i) una molécula de carbonato sódico decahidratado ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ )  
 ii) una molécula de ácido oxálico (etanodioico) bihidratado ( $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ).
- b) Desecados 1,23 gramos de sulfato de magnesio ( $\text{MgSO}_4$ ) hasta perder toda su agua de cristalización, pesan 0,6 gramos. Averiguar con cuantas moléculas de agua cristaliza dicha sal.

**Respuesta**

El peso molecular del  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  es:

$$12 + (3 \times 16) + (2 \times 23) + 10 \times [(2 \times 1) + 16] = 286$$

Por lo tanto, Si 286 gramos de carbonato sódico decahidratado contienen 180 gramos de agua de cristalización, entonces, 100 gramos de carbonato sódico decahidratado contendrán X gramos de agua de cristalización. Haciendo cálculos resulta  $X = 62,93 \%$ . El peso molecular del  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  es:

$$(2 \times 12) + (2 \times 1) + (4 \times 16) + 2 \times [(2 \times 1) + 16] = 126$$

por lo tanto,

Si 126 gramos de ácido oxálico dihidratado contienen 36 gramos de agua de cristalización, entonces,

100 gramos de ácido oxálico dihidratado contendrán X gramos de agua de cristalización.

Haciendo cálculos tenemos  $X = 28,57 \%$ .

El peso molecular del  $\text{MgSO}_4$  es

$$32 + (4 \times 16) + 24,32 = 120,32$$

Por lo tanto,

Si 0,6 gramos de  $\text{MgSO}_4$  provienen de 1,23 gramos de  $\text{MgSO}_4 \cdot (n \text{H}_2\text{O})$ , entonces 120,32 gramos de  $\text{MgSO}_4$  provendrán de X gramos de  $\text{MgSO}_4 \cdot (n \text{H}_2\text{O})$ .

Haciendo operaciones obtenemos  $X = 246,65$  con lo que resulta que la cantidad de agua en un mol-gramo de la sal hidratada será:  $246,65 - 120,32 = 126,33$  gramos de agua. Y teniendo en cuenta que el peso molecular del agua es 18, tendremos  $126,33 : 18 = 7,01 \cong 7$  moléculas.  
Con lo que la fórmula de la sal hidratada será :  $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ .