

PVQ22-1.**

Un fertilizante inorgánico



Fotografía 1



Fotografía 2



Fotografía 3

El dihidrogenofosfato de amonio es una sal utilizada como fertilizante pues contiene dos nutrientes de las plantas: fósforo y nitrógeno. Además es bastante soluble en agua y por ello es fácil de utilizar en forma de riego.

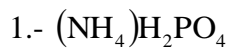
Esta sal se puede cristalizar y son ejemplo de tal cristalización las fotografías 1, 2 y 3.

La fotografía 1 es un grupo de cristales obtenidos de la sal pura y los cristales aparecen transparentes y cuando están aglomerados blancos. La fotografía 2 presenta una tonalidad verdosa acusada debido a que la sal tenía un contaminante. La tercera fotografía 3 se ha hecho a partir de una sal que no era completamente pura pero menos contaminada que la sal de la fotografía 2 y por ello se nota una tonalidad verde suave mucho menos intensa que el de la fotografía 2.

Datos masas atómicas P= 31, H=1 ; O=16 ; N=14. fe =55,8. Número de Avogadro= $6,02 \cdot 10^{23}$

- 1.- Escriba la fórmula química del dihidrogenofosfato de amonio.
- 2.- Calcule la composición centesimal en masa de dicha sal.
- 3.- Escriba la disociación de la sal cuando se disuelve en agua.
- 4.- La sal se obtiene haciendo reaccionar el ácido ortofosfórico con amoníaco. Escriba e iguale la reacción. Calcule los kilogramos de sal que se obtienen por cada kilogramo de ácido ortofosfórico.
- 5.- Probablemente el contaminante que da el color verde a los cristales (fotografías 2 y 3) sea el catión $\text{Fe}(2+)$. El cristal de la fotografía 3 tiene una masa de 63 gramos y en él por cada 100 millones de átomos de fósforo hay un átomo de Fe en forma de catión. Calcule el número de cationes Fe que existen en el cristal de la fotografía 3. Calcule la masa de ese hierro.
- 6.- La solubilidad de la sal en agua a 20°C es 368 g/L y 404 g/L a 25°C . Se prepara en 400 cm^3 de agua una disolución saturada de la sal a la temperatura de 25°C ., luego se enfría y se deja cristalizar a 20°C . Determine el número de moles de cristal que se obtienen.

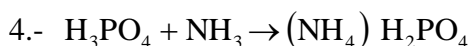
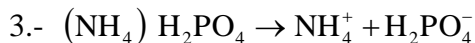
SOLUCIÓN



2.- Masa molar de la sal: $14+6+31+4*16=115$ g/mol

$$\text{Nitrógeno: } \frac{14}{115} \cdot 100 = 12,2\% \quad ; \quad \text{Hidrógeno: } \frac{6}{115} \cdot 100 = 5,2\% \quad ; \quad \text{Fósforo: } \frac{31}{115} \cdot 100 = 26,9\%$$

$$\text{Oxígeno: } \frac{64}{115} \cdot 100 = 55,7\%$$



Masa molar del ácido ortofosfórico $3+31+4*16=98$ g/mol

$$\frac{1 \text{ mol de ácido}}{1 \text{ mol de sal}} \Rightarrow \frac{98 \text{ g}}{115 \text{ g}} = \frac{1000 \text{ g}}{x} \Rightarrow x = 1173 \text{ g de sal} = 1,173 \text{ kg}$$

5.- Moles de sal en el cristal

$$\frac{63 \text{ g}}{115 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,548 \text{ mol}$$

En un mol de la sal hay un mol de P y ello supone que hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de fósforo

Moles de P combinados en el cristal $0,548 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,30 \cdot 10^{23}$ mol

Moles de Fe en forma de catión en el cristal

$$\frac{100 \cdot 10^6 \text{ átomos de P}}{1 \text{ catión de Fe}} = \frac{3,30 \cdot 10^{23} \text{ átomos de P}}{x} \Rightarrow x = 3,30 \cdot 10^{15} \text{ catión de Fe}$$

Masa de los cationes de Fe

$$\frac{6,02 \cdot 10^{23}}{55,8 \text{ g}} = \frac{3,30 \cdot 10^{15}}{x} \Rightarrow x = 3,06 \cdot 10^{-7} \text{ g}$$

La masa del hierro es muy pequeña comparada con la del cristal.

6.- La disolución saturada a 25°C contiene: $\frac{404 \text{ g}}{1000 \text{ cm}^3} = \frac{x}{400 \text{ cm}^3} \Rightarrow x = 161,6 \text{ g de sal}$

La disolución saturada a 20°C contiene: $\frac{368 \text{ g}}{1000 \text{ cm}^3} = \frac{x}{400 \text{ cm}^3} \Rightarrow x = 147,2 \text{ g de sal}$

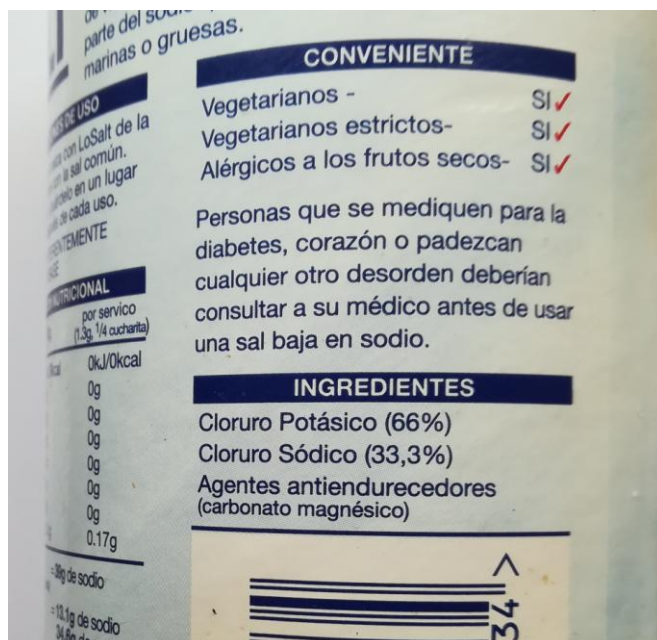
La diferencia es la masa en gramos del cristal que se forma $161,6 - 147,2 = 14,4$ g

Numero de moles del cristal: $\frac{14,4 \text{ g}}{115 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,125 \text{ mol}$

Sal de régimen



Fotografía 1



Fotografía 2

Las personas con tensión arterial alta deben consumir un tipo especial de sal baja en sodio. En el mercado existen productos de este tipo como el que se muestra en la fotografía 1. La fotografía 2 es una parte de la etiqueta del producto comercial en que se indican los constituyentes de la sal y su proporción en masa.

Datos .Masas atómicas: cloro = 35,5 , sodio = 23 , potasio = 39,1 , carbono =12, magnesio = 24,3 , oxígeno = 16.

- 1.- Escribe con la nomenclatura química los constituyentes de esta sal
- 2.- Escribe la disociación de los constituyentes cuando la sal se disuelve en agua.
- 3.- Determina la composición molar de la sal

La tasa recomendada para un adulto respecto al consumo de la sal cloruro de sodio es 6 gramos /día.

- 4.- Calcula los gramos del catión sodio que consume una persona que ingiere esos seis gramos de cloruro de sodio.
- 5.- Si una persona consume 6 gramos de la sal de régimen de las fotografías, determina los gramos de catión sodio que ingiere.
- 6.- Calcula en tantos por ciento cuánto consume de menos de catión sodio al ingerir sal de régimen y no consumir sal ordinaria.

SOLUCIÓN

1.- KCl ; NaCl ; MgCO₃

2.- KCl → K⁺ + Cl⁻ ; NaCl → Na⁺ + Cl⁻ ; MgCO₃ → Mg²⁺ + CO₃²⁻

3.- Masa molar del cloruro de potasio M = 39,1+35,5=74,6 g/mol

$$\text{Moles de KCl: } m_{\text{KCl}} = \frac{66,0 \text{ g}}{74,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,885 \text{ mol}$$

Masa molar del cloruro de sodio M = 23+35,5=58,5 g/mol

$$\text{Moles de NaCl: } m_{\text{NaCl}} = \frac{33,3 \text{ g}}{58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,569 \text{ mol}$$

Masa molar del carbonato de magnesio M = 24,3+ 12 +3·16=84,3 g/mol

Gramos de carbonato de magnesio 100-(66,0+33,3)= 0,7 g

$$\text{Moles de MgCO}_3: m_{\text{MgCO}_3} = \frac{0,7 \text{ g}}{84,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 8,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Moles totales: 0,885+0,569+8,3·10⁻³=1,462

$$\text{Tanto por ciento del KCl } \frac{0,885}{1,462} \cdot 100 = 60,5\%$$

$$\text{Tanto por ciento del NaCl } \frac{0,569}{1,462} \cdot 100 = 38,9\%$$

$$\text{Tanto por ciento del MgCO}_3 \frac{8,3 \cdot 10^{-3}}{1,462} \cdot 100 = 0,56\%$$

$$4.- \frac{58,5 \text{ g de NaCl}}{23 \text{ g de catión Na}} = \frac{6 \text{ g de NaCl}}{x} \rightarrow x = \frac{23 \cdot 6}{58,5} = 2,36 \text{ g de catión sodio}$$

$$5.- \frac{100 \text{ g de la sal de régimen}}{33,3 \text{ g de NaCl}} = \frac{6 \text{ g de la sal de régimen}}{x} \rightarrow x = 1,998 \text{ g de NaCl}$$

$$\frac{58,5 \text{ g de NaCl}}{23 \text{ g de catión Na}} = \frac{1,998 \text{ g de NaCl}}{x_1} \rightarrow x_1 = \frac{23 \cdot 1,998}{58,5} = 0,79 \text{ g de catión sodio}$$

6.- La persona que consume sal de régimen consume menos sodio que si tomase sal pura

Por cada 6 gramos de sal de régimen que consume, 2,36-0,79= 1,57 gramos menos de sodio que si tomase 6 g de sal pura.

$$\frac{1,57 \text{ g menos}}{6 \text{ g de sal}} = \frac{\%}{100 \text{ g de sal}} \rightarrow \% = 26,2$$

PVQ22-3*

Iones ferroso y férrico (2)

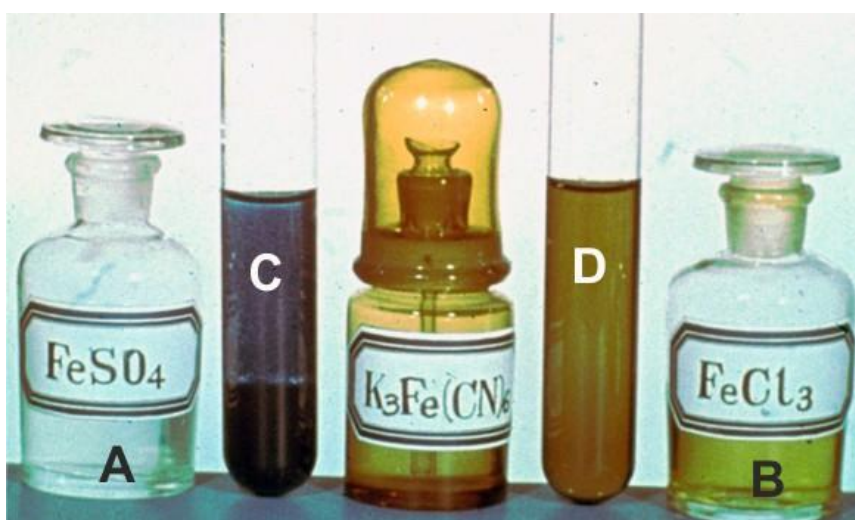
Dispones en A (foto 1) de una 20mL de disolución de sulfato de hierro(II) 2M, a la que agregas la misma cantidad de ferrocianuro potásico en C. En D se realiza la misma operación con la misma cantidad de cloruro de hierro(III) 2M, agregándose en todos los casos agua destilada hasta completar 50mL, dando lugar a las fotos que se presentan.

En la fotografía 2, se realiza la misma operación con ferricianuro potásico con los reactivos en A y B agregándose en todos los casos agua destilada hasta completar 50mL

- Formula las reacciones que tienen lugar en cada tubo.
- En cuál de los recipientes A, B, C y D, habrá mayor concentración de Fe^{2+} .
- En cuál de los cuatro tubos de ensayo habrá mayor concentración de Fe^{3+} .



Fotografía 1

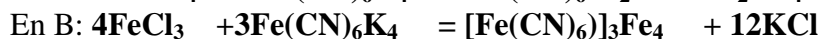


Fotografía 2

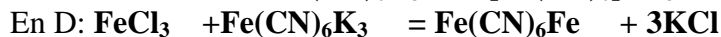
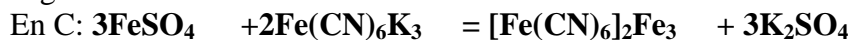
SOLUCIÓN

a) Todas las reacciones son de desplazamiento, o de desplazamiento con formación de complejos

En la fotografía 1



En la fotografía 2



b) Calculamos la concentración de ion ferroso en la reacción con ferrocianuro potásico en A.

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 20\text{mL} \cdot \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} \cdot 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,04\text{mol} \text{ del sulfato de hierro(II)}$$

Por la estequiometría de la reacción harán falta 0,02mol de ferrocianuro potásico, que aportan 0,02moles de Fe^{2+} , por lo tanto existirán 0,06 moles de Fe^{2+} en 50mL de disolución.

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{0,06\text{mol}}{50\text{ml}} \cdot \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} = 1,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Calculamos la concentración de ion ferroso en la reacción con ferrocianuro potásico en C.

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 20\text{mL} \cdot \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} \cdot 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,04\text{mol} \text{ del sulfato de hierro(II)}$$

El reactivo no aporta iones ferroso, por lo tanto $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{0,04\text{mol}}{50\text{ml}} \cdot \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

c) Calculamos la concentración de ion férrico en la reacción con ferricianuro potásico en D.

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = 20\text{mL} \cdot \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} \cdot 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,04\text{mol} \text{ del cloruro de hierro(III)}$$

Por la estequiometría de la reacción harán falta 0,04mol de ferricianuro potásico, que aportan 0,04moles de Fe^{3+} , por lo tanto existirán 0,08 moles de Fe^{3+} en 50mL de disolución.

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{0,08\text{mol}}{50\text{ml}} \cdot \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} = 1,6 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Calculamos la concentración de iones férrico en B

Como el reactivo no aporta iones férrico

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = 20\text{mL} \cdot \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}} \cdot 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,04\text{mol} \text{ y } [\text{Fe}^{3+}] = \frac{0,04\text{mol}}{50\text{ml}} \cdot \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Por lo tanto la mayor concentración de ion ferroso se dará en A, mientras que la mayor concentración de ion férrico se produce en C