



EJERCICIOS DE CONCENTRACIÓN

1. Calcular la molaridad de cada una de las siguientes soluciones:

a) 250g de NaOH en 400 ml de solución. 0.1562

b) 50 mg de H_2SO_4 en 10 ml de solución. 0.512

c) 20.0g de BaO en 120 litros de solución. 0.1086

$$M = \frac{\text{masa}}{PM \cdot V}$$

a)

Datos
 $m = 2.50 \text{ g}$
 $V = 400 \text{ ml} = 0.4 \text{ l}$

$PM = 23 + 16 + 1$
 $PM = 40$

$$M = \frac{2.50 \text{ g}}{40 \cdot 0.4 \text{ l}} = 0.15625 \text{ moles/l}$$

b)

Datos
 $m = 50 \text{ mg} = 0.05 \text{ g}$
 $V = 10 \text{ ml} = 0.01 \text{ l}$

$PM = 2 + 32 + 64$
 $PM = 98$

$$M = \frac{0.05 \text{ g}}{98 \cdot 0.01 \text{ l}} = 0.0510 \text{ moles/l}$$

c)

Datos
 $m = 20 \text{ g}$
 $V = 1.20 \text{ l}$

$PM = 137.32 + 16$
 $PM = 153.32$

$$M = \frac{20 \text{ g}}{153.32 \cdot 1.20 \text{ l}} = 0.1087 \text{ moles/l}$$



2. Calcule la normalidad de las soluciones del problema anterior. $\text{BaO} = 2\text{H}^+$.

a) 0.1562

b) 0.1020

c) 0.2172

Normalidad = Molaridad * número de iones H^+

NaOH – Molaridad = 0.15625 moles/l

Numero de iones de H^+ = 1

Normalidad = $0.15625 * 1 = 0.15625\text{N}$

H₂SO₄ – Molaridad = 0.0510 moles/l

Numero de iones de H^+ = 2

Normalidad = $0.0510 * 2 = 0.102\text{N}$

BaO – Molaridad = 0.1087 moles/l

Numero de iones de H^+ = 2

Normalidad = $0.1087 * 2 = 0.2174\text{N}$



3. a) Calcule los gramos de $KMnO_4$ que se necesitan para preparar 1.20 litros de una solución 0.0200M.

$$M = 0.2 \text{ mol/l} \qquad M = \frac{n}{V}; n = (0.2 \text{ mol/l})(1.2l); n = 0.024 \text{ mol}$$

$$V = 1.20l \qquad m = (PM)(n); m = (158.039 \text{ gr/mol})(0.024 \text{ mol}); m = 3.792 \text{ gr}$$

$$PM = 158.034 \text{ gr/mol}$$

b) ¿En cuántos mililitros de solución deben disolverse 40mg? De $K_2Cr_2O_7$ para preparar una solución 0.0136M?

$$V = X \text{ ml}$$

$$m = 40 \text{ mgr} = 0.04 \text{ gr} \qquad n = \frac{m}{PM}; n = \frac{0.04 \text{ gr}}{294.185 \text{ gr/mol}}; n = 1.359 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$M = 0.136 \text{ mol/l} \qquad V = \frac{n}{M}; V = \frac{1.359 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0.136 \text{ mol/l}}; V = 9.99 \times 10^{-3} l; V = 9.99 \text{ ml}$$

$$PM = 294.185 \text{ gr/mol}$$

c) Si al disolver 25 g de un soluto en 2.60 litros se obtiene una solución 0.120M ¿Cuál es el peso molecular del soluto?

$$m = 25 \text{ gr}$$

$$V = 2.60 l \qquad M = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{PM}}{V} \text{ despejando } PM \rightarrow PM = \frac{m}{MV}$$

$$M = 0.120 \text{ mol/l} \qquad PM = \frac{25 \text{ gr}}{(0.120 \text{ mol/l})(2.60l)}; PM = 80.218 \text{ gr/mol}$$

$$PM = X \text{ gr/mol}$$

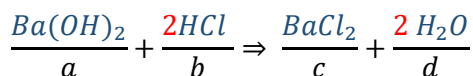


4. Pesos equivalentes: Dadas las siguientes reacciones sin balancear

- $Ba(OH)_2 + HCl \Rightarrow BaCl_2 + H_2O$
- $MnO_4^- + CN^- + H_2O \Rightarrow MnO_2 + CNO^- + OH^-$
- $Ag^+ + SCN^- \Rightarrow AgSCN$
- $Hg^{+2} + Cl^- \Rightarrow HgCl_2$

Realice el balanceo de cada ecuación y calcule el peso equivalente de estas sustancias, para cada inciso:

Balanceo de ecuaciones



$$a=1$$

$$Ba \quad a=c$$

$$O \quad 2a=d$$

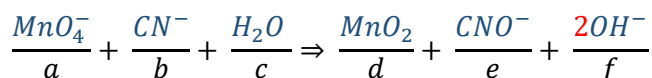
$$2a=d; 2(1)=d; d=2$$

$$H \quad 2a+b=2d$$

$$2a+b=2d; b=2d-2a; b=2(2)-2(1); b=2$$

$$Cl \quad b=2c$$

$$a=c; c=1$$



$$Mn \quad a=d$$

$$a=1$$

$$O \quad 4a+c=2d+e+f$$

$$a=d; d=1$$

$$C \quad b=e$$

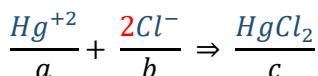
$$4a+c=2d+e+f; 4a+c=2a+b+2c; 4(1)+c=2(1)+b+2c$$

$$N \quad b=e$$

$$4+c=2+b+2c; 4-2=b+2c-c; 2=b+c; 2=1+1; b=1 \text{ y } c=1$$

$$H \quad 2c=f$$

$$2c=f; 2(1)=f; f=2$$



$$Hg \quad a=c$$

$$a=1$$

$$Cl \quad b=2c$$

$$a=c; c=1$$

$$b=2c; b=2(1); b=2$$



Peso equivalente

a) $Ba(OH)_2$ y HCl

$$Ba(OH)_2 = 171.31 \text{ g/mol}$$

$$HCl = 36.45 \text{ g/mol}$$

$$P_{eq_{Ba(OH)_2}} = \frac{PM}{\# \text{ de OH}}$$

$$P_{eq_{HCl}} = \frac{PM}{\# \text{ de H}}$$

$$P_{eq_{Ba(OH)_2}} = \frac{171.31 \text{ g/mol}}{2} = 85.65 \text{ g/eq}$$

$$P_{eq_{HCl}} = \frac{36.45 \text{ g/mol}}{1} = 36.45 \text{ g/eq}$$

b) $KMnO_4$ y KCN

$$KMnO_4 = 157.98 \text{ g/mol}$$

$$KCN = 65.1 \text{ g/mol}$$

$$P_{eq_{KMnO_4}} = \frac{PM}{\# \text{ de oxidación}}$$

$$P_{eq_{KCN}} = \frac{PM}{\# \text{ de oxidación}}$$

$$P_{eq_{KMnO_4}} = \frac{157.98 \text{ g/mol}}{3} = 52.66 \text{ g/eq}$$

$$P_{eq_{KCN}} = \frac{65.1 \text{ g/mol}}{1} = 65.1 \text{ g/eq}$$

c) $AgNO_3$ y $KSCN$

$$AgNO_3 = 169.83 \text{ g/mol}$$

$$KSCN = 97.16 \text{ g/mol}$$

$$P_{eq_{AgNO_3}} = \frac{PM}{\# \text{ de oxidación}}$$

$$P_{eq_{KSCN}} = \frac{PM}{\# \text{ de oxidación}}$$

$$P_{eq_{AgNO_3}} = \frac{169.83 \text{ g/mol}}{1} = 169.83 \text{ g/eq}$$

$$P_{eq_{KSCN}} = \frac{97.16 \text{ g/mol}}{1} = 97.16 \text{ g/eq}$$

d) $Hg(NO_3)_2$ y KCl

$$Hg(NO_3)_2 = 324.53 \text{ g/mol}$$

$$KCl = 74.54 \text{ g/mol}$$

$$P_{eq_{Hg(NO_3)_2}} = \frac{PM}{\# \text{ de oxidación}}$$

$$P_{eq_{Hg(NO_3)_2}} = \frac{PM}{\# \text{ de oxidación}}$$

$$P_{eq_{Hg(NO_3)_2}} = \frac{324.53 \text{ g/mol}}{2} = 162.26 \text{ g/eq}$$

$$P_{eq_{KCl}} = \frac{74.54 \text{ g/mol}}{1} = 74.54 \text{ g/eq}$$

NOTA: Los resultados de pesos equivalentes que no están encerrados, se debe a que el resultado personal no coincide con el resultado que proporciona la actividad.



5. Porcentaje de pureza:

Una muestra de 1.283g de talato ácido de potasio impuro (KHP), durante una titulación requirió 42.48ml de una solución básica con una concentración de 0.1084N para llegar al punto del vire de la fenolftaleína. Calcule el porcentaje de KHP (peq 204.2) en la muestra.

$$\% \text{KOP en la muestra} = \frac{42.48 \text{ ml}}{1000 \text{ ml}} \times \frac{1 \text{ L}}{1 \text{ L}} \times \frac{0.1084 \text{ eq}}{1 \text{ eq}} \times \frac{204.2 \text{ g}}{1.283 \text{ g}} \times \frac{100}{100} = 73.28\%$$