

PVQ18-1.\*\*\* Estequiometría y redox del HIERRO



Fotografía 1

Se dispone, como ves, de tres óxidos de hierro, con diferente contenido en oxígeno.

- Ordénalos por dicho contenido, de mayor a menor
- Indica el número de oxidación del hierro en el compuesto 3. Sabiendo que éste se forma por mezcla equimolecular del 1 y 2.
- El compuesto 3, se puede obtener del 2, por reducción con hidrógeno a 400°C. Formula y ajusta su reacción.
- Si la forma 3, se funde con hierro metálico, se produce la forma 1. Formula y ajusta la reacción
- Igualmente la forma 2, se puede obtener a partir de la 1, tratándola con cloro gas. Formula y ajusta dicha reacción.

Masas atómica O = 16 , Fe = 55,9.

SOLUCIÓN:

a) Porcentajes de oxígeno

$$\% \text{FeO} = \frac{100.16}{(16+55,9)} = 22,25\% \quad ; \quad \% \text{Fe}_3\text{O}_4 = \frac{100.16.4}{(16.4+55,9.3)} = 27,62\% \quad ;$$

$$\% \text{Fe}_2\text{O}_3 = \frac{100.16.3}{(16.3+55,9.2)} = 30,04\%$$

Por lo tanto:  $2 > 3 > 1$

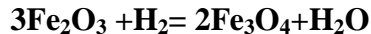
b) Para que se cumpla la neutralidad de las cargas:  $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{2-}$  y  $\text{Fe}_2^{3+}\text{O}_3^{2-}$

Para que se cumpla dicha regla, deberá haber 8 cargas positivas en todo el hierro:  $\text{Fe}_3\text{O}_4^{2-}$

Por lo tanto en el  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  el número de oxidación del Fe será  $(8/3)^+$

c) **REDUCC:**  $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{e}^- = 2\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{O}^{2-}$

**OXIDAC:**  $\text{H}_2 - 2\text{e}^- = 2\text{H}^+$



La neutralidad eléctrica se deberá cumplir en cada proceso:

$$\text{Reducc: } 3.2(3+) + 9(2-) + 2(-) = 6(8/3+) + 8(2-) + 2-$$

$$\text{Oxidac: } 0 - 2(-) = 2+$$

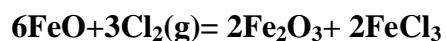
d) **REDUCC:**  $3\text{Fe}^{(8/3)+} + 4\text{O}^{(2-)} + 2\text{e}^- = 3\text{Fe}^{(2+)} + 4\text{O}^{(2-)}$

**OXIDAC:**  $\text{Fe} - 2\text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$



e) **REDUCC:**  $3\text{Cl}_2 + 6\text{e}^- = 6\text{Cl}^-$

**OXIDAC:**  $6\text{Fe}(2+) + 6\text{O}(2-) - 6\text{e}^- = 4\text{Fe}(3+) + 6\text{O}(2-) + 2\text{Fe}(3+)$





Fotografía 1

### PVQ18-2 \*\*

En la pila de la figura, el electrodo A, es una placa de estaño, sumergida en una sal de  $\text{Sn}^{2+}$ , de concentración desconocida. Mientras que en B se dispone una de cinc, en una disolución de nitrato de cinc 0,1M. Se unen por un papel de filtro humedecido en una disolución de nitrato sódico. El voltímetro, marca 0,65V. Conociendo los potenciales normales de reducción de los siguientes pares:

$$E^0 \text{ del par } \text{Sn}^{2+}/\text{Sn} = -0,14\text{V.}$$

$$E^0 \text{ del par } \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76\text{V.}$$

Determina:

- La reacción química que tiene lugar, señalando el ánodo y el cátodo de la pila
- La concentración de la sal de estaño
- La simbología de la pila

### SOLUCIÓN

- Dados los potenciales normales de reducción en los datos, como el potencial del lado A es mayor que del lado B, en otras palabras, la corriente eléctrica se dirige desde A hacia B, y el cable azul está conectado al polo + del voltímetro, y puesto que los electrones se desplazan en sentido contrario del sentido de la corriente, el flujo de electrones es tal que se producen en B y se dirigen hacia A. Si en B se producen electrones es porque el Zn metal los pierde pasando a catión  $\text{Zn}^{2+}$  y ese electrodo  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$ , donde se produce la oxidación es el **ánodo** de la pila. Los electrones que llegan a A son captados por el  $\text{Sn}^{2+}$  pasando a Sn, produciéndose una reducción, por ello, A es el **cátodo** de la pila. Por lo tanto la reacción será  $\text{Sn}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Sn} + \text{Zn}^{2+}$
- Al aplicar la fórmula de Nernst, que modifica los potenciales en función de la concentración de los reaccionantes  $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{0,059}{n} \log Q$ , siendo n los electrones transferidos y Q el cociente de la reacción.

$$\text{En este caso } E = (-0,14 - (-0,76)) - \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Sn}^{2+}]} = 0,62 - 0,0295 \log \frac{[0,1]}{[\text{Sn}^{2+}]} = 0,65$$

$$-1,02 = \log \frac{[0,1]}{[\text{Sn}^{2+}]} ; 10^{-1,02} = \frac{[0,1]}{[\text{Sn}^{2+}]} ; [\text{Sn}^{2+}] = \frac{[0,1]}{10^{-1,02}} = 1\text{M}$$

- La notación esquemática de la pila deberá reproducir el proceso en el sentido de la marcha de los electrones, siendo // el puente salino, así será:  $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} (0,1\text{M}) // \text{Sn}^{2+} (1\text{M}) / \text{Sn}$

## PVQ18-3\*. Sulfatos



Fotografía 1. Cristal de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$



Fotografía 2. Cristal de  $\text{KAlSO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Los sulfatos son las sales derivadas del ácido sulfúrico por sustitución de los hidrógenos por metales.

La fotografía 1 es un cristal de sulfato de cobre que cristaliza con cinco moléculas de agua. La fotografía 2 es un cristal de sulfato de potasio y aluminio que cristaliza con doce moléculas de agua, conocido vulgarmente como alumbre. La tercera fotografía es una disolución acuosa saturada de sulfato de cobre a la temperatura de  $22^\circ\text{C}$

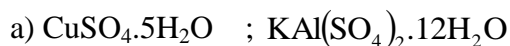
- Escribe las formulas químicas de las dos sales
- Escribe la disociación del sulfato de cobre en agua y la del alumbre en agua.
- Escribe la estructura del ión sulfato respetando la regla del octeto.
- Calcula el tanto por ciento de agua en cada una de las sales
- La solubilidad del sulfato de cobre en agua a  $22^\circ\text{C}$  es 30 gramos de la sal por 100 mL de agua. Calcula los moles de sulfato de cobre que están disueltos en el recipiente de la fotografía 3 si el volumen de agua utilizado en preparar la disolución saturada es 650 mL. (Se supone que el volumen de agua es igual al volumen de la disolución)
- La electrolisis del sulfato de cobre permite obtener cobre metal. Calcula los gramos de cobre que se obtendrían por electrolisis de la disolución de la fotografía 3.
- Determina el número de electrones que intervienen en la electrolisis del apartado anterior.



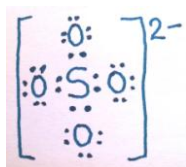
Fotografía 3. Disolución acuosa saturada de sulfato de cobre. La línea de color azul verdoso separa la disolución saturada del sulfato de cobre sólido

Datos masas atómicas: S=32, O=16, H=1, Al = 27, K=39, Cu=63,5. Número de Avogadro  $6,02 \cdot 10^{23}$

## Solución



c) Numero de electrones valencia: S. seis, O, seis , Numero de electrones totales  $6+4 \cdot 6+2=32$



d) Masa de un mol de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  ,  $M=63,5+32+4 \cdot 16+5 \cdot 18=249,5$  g/mol

$$\frac{90 \text{ g de agua}}{249,5 \text{ g de sal}} = \frac{x}{100 \text{ g de sal}} \rightarrow x = 36,1\%$$

Masa de un mol de  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  ,  $M=27+39+2 \cdot 32+2 \cdot 4 \cdot 16+12 \cdot 18=474$  g/mol

$$\frac{216 \text{ g de agua}}{474 \text{ g de sal}} = \frac{x}{100 \text{ g de sal}} \rightarrow x = 45,6\%$$

e)

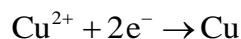
$$\frac{30 \text{ g de } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{100 \text{ mL de } \text{H}_2\text{O}} = \frac{x}{650 \text{ mL de } \text{H}_2\text{O}} \rightarrow x = 195 \text{ g de } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Moles de } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}: \frac{195 \text{ g}}{249,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,78 \text{ mol}$$

f) En un mol de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  hay combinado un mol de cobre, por tanto en la disolución de la fotografía 3 hay 0,78 moles de cobre

$$\text{gramos de Cu} = 0,78 \text{ mol} \cdot 63,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 49,5 \text{ g de Cu}$$

g) En la electrolisis el catión  $\text{Cu}^{2+}$  se reduce a cobre metal



El número de electrones es doble que el número de iones  $\text{Cu}^{2+}$ .

Número de iones  $\text{Cu}^{2+}$

$$n = 0,78 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 4,7 \cdot 10^{23}$$

Número de electrones

$$n_e = 2 \cdot 4,7 \cdot 10^{23} = 9,4 \cdot 10^{23}$$