Ejercicios de Química

Índice

| 1. | Estructura de la materia | 2 |
|----|--|----------------|
| 2. | Nomenclatura | 4 |
| 3. | Soluciones | 6 |
| 4. | Gases ideales | 9 |
| 5. | Hidroestática | 9 |
| 6. | Balanceo de ecuaciones6.1. Ejercicios del CNBA | 10 11 18 |
| 7. | Estequiometría | 20 |
| 8. | Calorimetría | 23 |

Última actualización: 1 de diciembre de 2024

1. Estructura de la materia

1) Obtener la cantidad de protones de los átomos de los siguientes elementos:

a. Oxígeno

c. Helio

e. Oro

g. Calcio

b. Sodio

d. Hierro

f. Uranio

h. Yodo

2) Obtener la cantidad de protones y electrones de los siguientes átomos:

a. Cl

c. Mg^{2+}

e. H⁺

g. Fe^{3+}

b. Br

d. S^{2-}

f. Co

h. K⁺

3) Obtener la cantidad de protones, neutrones, electrones, Z y A de los siguientes átomos:

a. ³⁶Cl

c. ${}^{37}_{10}K^+$

e. 63 Cu²⁻

 $9. 79 \text{Se}^{2.}$

b. 35Cl⁻

d. $^{235}_{92}U$

f. $^{238}U^{3+}$

h. $^{134}\text{Cs}^{2+}$

4) Dar el símbolo químico y su cantidad de protones, neutrones y electrones de:

a. Un ion divalente metálico isoelectrónico con el argón.

b. Un ion alcalino monovalente del tercer período.

c. Un anión trivalente isoelectrónico con el kriptón.

d. Un catión alcalinotérreo isoelectrónico con el S^{2-} .

5) Calcular la masa de las siguientes cantidades:

a. 8 moles de óxido de ferroso (FeO)

b. $40 \text{ moles de agua } (H_2O)$

c. Medio mol de óxido de azufre (S_2O)

6) Calcular la cantidad de moles de las siguientes masas:

a. 150 gramos de gas oxígeno (O₂)

b. 400 gramos de nitrato de potasio (KNO₃)

c. 20 gramos de gas nitrógeno (N₂)

7) Obtener la masa atómica relativa de los siguientes elementos:

a. Se tiene en la naturaleza ⁶³Cu y ⁶⁵Cu. El más ligero representa el 69,17 % de los átomos de cobre encontrados en la naturaleza y el resto pertenece al más pesado.

b. Se tiene en la naturaleza 235 U y 238 U. Se sabe que la concentración del primer isótopo es del 95 % y la del segundo del 5 %.

c. Se tienen dos isótopos de cloro en la naturaleza: Cl³⁵ y Cl³⁷. Su porcentaje de aparición es 75,7 % y 24,3 % respectivamente.

8) Obtener los porcentajes de aparición de cada isótopo a partir de las siguientes descripciones:

a. Sabiendo que la MAR del Cobre es 63,54 y que tiene dos isótopos en la naturaleza, Cu⁶³ y Cu⁶⁵.

b. El elemento manganeso presenta 3 isótopos de número másico correlativo, teniendo el más pesado A=55, el pocentaje de los dos primeros es igual y la masa atómica relativa es de 54,954.

2

9) A partir de los siguientes elementos ordenarlos según su:

Ni, Al, Si, Li, Cl, Mg, H, F, K, Cs

- a. Radio atómico.
- b. Energía de ionización.
- c. Afinidad electrónica.
- d. Electronegatividad.
- 10) Decir las geometrías moleculares de las siguientes moléculas:
 - a. H₂O

f. O_3

b. CO

g. SO₂

c. CO₂

h. O₂

d. NH₃

i. BF₃

- e. CF₄
- 11) Ordenar las siguientes sustancias por punto de ebullición:

H₂O, N₂, NaCl, SO

2. Nomenclatura

1) Nombrar los siguientes compuestos:

| a. | LiH |
|----|-----|
| а. | |

b. NaH

c. KH

d. MgH_2

 CaH_2 e.

f. AlH_3

TiH₂ g.

 VH_3 h.

i. CrH_2

j. MnH k. FeH₂

1. CoH₃

m. NiH_2

PbH₄ n.

 H_2O ñ.

 NH_3 o.

 CH_4 p.

 PH_3 q.

r. H_2S

HF S.

2) Nombrar los siguientes compuestos por todas sus nomenclaturas:

 Cl_2O_7 a.

b. HF (aq)

c. FeCl₂

d. CO

e. **KOH**

f. Ca(OH)₂

Fe(OH)₂ g.

h. $Fe(OH)_3$

i. CuOH

j. Au(OH)3 k. AuOH

1. HClO₃

m. HClO₄

HClO n.

ñ. HClO₂

 H_2SO_4 o.

 H_2SO_3 p.

 $Co(ClO_4)_2$ q.

CoSO₄ r.

 $Co_2(SO_4)_3$ S.

Hacer la fórmula de Lewis y la desarrollada (cuando corresponda) de los siguientes compuestos. 3) Además escribir su fórmula, decir qué tipo de compuesto es, decir cuántos electrones tiene en su capa de valencia cada elemento y el número de oxidación de cada elemento.

Gas cloro a.

Sulfuro de magnesio b.

Cloruro de calcio c.

d. Sulfuro férrico

e. Heptóxido dibrómico,

f. Óxido de cloro (VII)

Hidróxido cobáltico

g.

Hidróxido de aluminio

Ácido sulfúrico i.

h.

Ácido sulfuroso į.

k. Ozono

1. Ácido perclórico

Nitrato de potasio m.

Nitrato de magnesio n.

Carbonato de calcio ñ.

Sulfato férrico ñ.

Gas nitrógeno o.

Hidróxido cúprico p.

Óxido bromoso q.

Monóxido de azufre r.

Sulfito cobáltico s.

Selenato aúrico t.

Hidróxido de plata u.

Ácido clórico v.

Ácido brómico w.

Ácido sulfúrico Χ.

hidróxido de plata y.

4) Nombrar los siguientes compuestos:

- a. H₂
- b. NaCl
- c. Na₂O
- d. KNO₂
- e. $Fe_2(SO_2)_3$
- f. MnO

- g. H_2SO_4
- h. $Au(OH)_3$
- i. HNO₃
- j. O_3
- k. Cu₂O
- l. Br_2O

- m. NaBrO
- n. Br_2O_7
- ñ. NaBrO₄
- o. Fe_2S_3
- p. $Co_2(SeO_4)_3$

3. Soluciones

Ejercicios básicos de soluciones:

- 1) Se tienen 1000 g de agua salada, se sabe que hay 50 g de sal. Calcular el $\frac{m}{m}$ de la solución.
- 2) Se tienen 2 kg de agua, al cual se le agregan 0,5 kg de azúcar.
 - a. Calcular la masa de la solución.
 - b. Calcular el %m/m de la solución.
- 3) Se tienen 200 g de azúcar disueltos en 1,5 kg de alcohol etílico. Calcular es el %m/m.
- 4) Un lingote de oro de 12,4 kg dice tener 0.2 % m/m de plata. Calcular la masa de plata que hay en el lingote.
- 5) Se tiene un lingote de bronce de 800 g. De esos 800 g, hay 140 g de estaño. Decir cuál es la solución, cuál el soluto y cuál el solvente. ¿Cuál es el % m/m?
- 6) Se tienen 2 litros de agua. La masa de la solución agua salada es de 2,2 kg. Cuál es el %m/m?
- 7) Se tienen 8 L de agua y 2 L de alcohol etílico.
 - a. Nombrar cuál es la solución, cuál el solvente y cuál el soluto; además decir cuál es el volumen de cada uno.
 - b. Calcular el %V/V de la solución.
- 8) Se tienen 8 L de agua y 12 L de alcohol metílico.
 - a. Nombrar cuál es la solución, cuál el solvente y cuál el soluto; además decir cuál es el volumen de cada uno.
 - b. Calcular el %V/V de la solución.
- 9) Se tiene una botella de 750 ml de vodka, se sabe que tiene medio litro de agua. Calcular el %V/V del alcohol etílico.
- Se tiene una botella de vino de 2,25 L. Dice tener un %V/V de 12,5 %. Calcular el volumen de soluto y de solvente.
- 11) Se tienen 80 g de nitrato de sodio disueltos en 1 kg de agua. Calcular el $\frac{m}{V}$ de la solución.
- 12) Se tienen 2 kg de nitrato de potasio disuelto en 10 l de glicerol.
 - a. Nombrar cuál es la solución, cuál el solvente y cuál el soluto.
 - b. Calcular el %m/V de la solución.
- 13) Se tienen 0,3 kg de azúcar disueltos en 500 ml de agua. Calcular %m/m y %m/V.
- 14) Hay 4.500 cm³ de agua salada. Se sabe que en ese agua salada hay 250 g de NaCl. Calcular la M de la solución.
- 15) Se tiene un lingote de latón, que contiene 5.600 g de cobre y 2.400 g de zinc. Calcular la m de la solución.
- 16) Se tiene una solución formada por 8 l de agua con 2 l de alcohol ($\delta_{C_2H_6O} = 0.79g/ml$). Calcular %m/m, %V/V, %m/V, M y m.

- 17) Se tienen 3 litros de una solución de agua salada ($\delta = 1,05$ g/ml). Sabiendo que hay 200g de sal disueltos, calcular %m/m y %m/v.
- 18) Se tienen 100 ml de una solución 0,2m de NaCl ($\delta = 1,2$ g/ml). Calcular masa de soluto.
- 19) Se tiene una solución de KCl 0,1m y $\delta = 1,08$ g/ml. Expresar su M, %m/v y %m/m.
- 20) Se tiene una solución de MgCl₂ 0,2m y δ = 1,1 g/ml. Expresar su M, %m/v y %m/m.

pН

1) Se tiene una solución de 3 litros con 5 mg de HNO₃. Calcular el pH de la solución.

1 mol de HNO₃ -
$$63g$$

 79.3×10^{-6} - $0.005g$

$$[H^+] = \frac{79.3 \times 10^{-6}}{3l} = 26.4 \times 10^{-6}$$

$$pH = -\log([H^+]) = 4,57$$

2) Se tiene una solución de medio litro con 30 mg de HClO₃. Calcular el pH de la solución.

$$1 \text{ mol de HClO}_3 ------- 84,4 g$$

$$3,55 \cdot 10^{-4} \text{ mol de HClO}_3 ------ 0,03 g$$

$$[H^+] = \frac{3,55 \times 10^{-4}}{0,5l} = 7,1 \times 10^{-4}$$

$$pH = -\log([H^+]) = 3.15$$

3) Se tiene una solución de 300 ml con 5 mg de ácido sulfhídrico (H₂S). Calcular su pH y pOH.

$$1 \text{ mol de } H_2S ----- 34 \text{ g}$$

$$1,47 \times 10^{-4} \text{ mol de } H_2S ----- 0,005 \text{ g}$$

$$[H^+] = \frac{2 \cdot 1,47 \times 10^{-4}}{0,3l} = 9,8 \times 10^{-4}$$

$$pH = -\log([H^+]) = 3.01$$

4) Se tiene una solución de 750 ml con 10 mg de Co(OH)₃. Calcular su pH y pOH.

1 mol de
$$Co(OH)_3 - 110g$$

 $9.09 \times 10^{-5} - 0.01g$

$$[(OH)^{-}] = \frac{3 \cdot 9,09 \times 10^{-5}}{0,75l} = 3,63 \times 10^{-4}$$

$$pOH = -\log([(OH)^{-}]) = 3,44 \Rightarrow pH = 10,56$$

5) Se tiene una solución de 100 l con 1 mg de HI. Calcular su pH y pOH.

$$7.81 \times 10^{-6} \text{ mol de HI} - 0.001g$$

4. Gases ideales

- 1) Se tiene un recipiente de 5 L, con 32g de gas oxígneno y una temperatura de 80°C. Calcular la presión en el recipiente.
- 2) Se tiene un recipiente rígido con medio kilogramo de gas hidrógeno, una presión de 50.000mmHg y 750cm³. Calcular la temperatura del recipiente en °C.
- 3) Un recipiente de 10 L está a una presión de 360 Torr y una temperatura de 200°C. Sabiendo que contiene únicamente díoxido de carbono, calcular su masa en el recipiente.
- 4) Se tiene en un contenedor de 5 litros de volumen un gas a 20°C que está a una presión de 14 atm. El contenedor se calienta hasta 25°C y se dilata medio litro. Cuál es la presión final?
- 5) Se tienen 800g de O₂, en un recipiente de 2l, a una presión de 6 atm. Calcular la temperatura del gas.
- 6) La presión final es la mitad de la inicial. Sabiendo que la temperatura inicial es 27 °C y que el volumen se triplica, cuál es la temperatura final?
- 7) Se tienen 5 kg de hidrógeno gaseoso. Cuántos moles son?
- 8) Se tiene dióxido de carbono en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) en un container de 50 l. Cuántos moles se tienen? Y cuánto pesan?
- 9) Se tiene un recipiente con una solución de gases adentro. El recipiente es de 100 litros, la presión es 82 atm y la temperatura es 400 K. Sabiendo que de todos los moles del recipiente, la mitad es de oxígeno gaseoso y la otra mitad de gas nitrógeno, cuánta masa hay de cada gas? Y cuántas moléculas?

Ley de Henry (Gases disueltos en líquido)

5. Hidroestática

Presión

Variación de la presión con la profundidad

Principio de Arquímides

6. Balanceo de ecuaciones

- 1) Balancear las siguientes ecuaciones:
 - a. $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$
 - b. $CH_4 + O_2 \rightarrow H_2O + CO_2$
 - c. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
 - d. $Cr + O_2 \rightarrow Cr_2O_3$
 - e. $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$
 - f. $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow NaCl + BaSO_4$
 - g. $MgS + AlCl_3 \rightarrow MgCl_2 + Al_2S_3$
 - h. $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$
 - i. $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
 - j. $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$
 - k. $H_3PO_4 + NO \rightarrow P_2O_3 + HNO_3 + H_2O$
 - 1. $MnO_3 + KOH + AuCl_3 \rightarrow AuCl + KCl + KMnO_4 + H_2O$
 - m. $K_2CrO_4 + HBr \longrightarrow CrBr_3 + Br_2 + KBr + H_2O$

Redox

- 1) Balancear las siguientes semireacciones:
 - a. $NO_3^- \longrightarrow N_2$ (Medio ácido)
 - b. $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$
 - c. $SO_2^{2-} \longrightarrow SO_3^{2-}$ (medio básico)
 - d. $SO_2^{2-} \longrightarrow SO_3^{2-}$ (medio ácido)
 - e. $N_2 \longrightarrow NO_2^-$ (medio básico)
- 2) Balancear por Redox:

$$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + I_2 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$$

3) Balancear por Redox la ecuación que tiene los siguientes reactivos y productos:

Reactivos:

permanganato de potasio (KMnO₄), hidróxido de potasio (KOH), yoduro de potasio (KI).

Productos:

Yodato de potasio (KIO₃), manganato (VI) de potasio (I) (K₂MnO₄)

6.1. Ejercicios del CNBA

1) Balancear por redox:

$$MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

Escribo los números de oxidación

$$Mn^{+4}O_2^{-2} + H^{+1}Cl^{-1} \rightarrow Mn^{+2}Cl_2^{-1} + H_2^{+1}O^{-2} + Cl_2^{0}$$

Semirreacción de oxidación:

Semirreacción de reducción:

$$2 \text{ Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^-$$

$$MnO_2 + 4 H^+ + 2 e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 2 H_2O$$

Como las cantidades de e⁻ ya son iguales, las sumo. No olvidar considerar bien los Cl al momento de terminar de balencear.

$$2 \, \text{Cl}^- + \text{MnO}_2 + 4 \, \text{H}^+ + 2 \, \text{e}^- \longrightarrow 2 \, \text{e}^- + \text{Mn}^{2+} + 2 \, \text{H}_2 \text{O} + \text{Cl}_2$$

Finalmente cancelo los electrones y a partir de los iones escribo los coeficientes de las sustancias:

$$MnO_2 + 4 HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2 H_2O + Cl_2$$

2) Balancear por Redox:

$$KI + KIO_3 + HCl \longrightarrow KCl + I_2 + H_2O$$

Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

$$K^{+1}I^{-1} + K^{+1}I^{+5}O_3^{-2} + H^{+1}Cl^{-1} \longrightarrow K^{+1}Cl^{-1} + I_2^0 + H_2^{+1}O^{-2}$$

Medio ácido

Se reduce: I

Agente oxidante: KIO₃

Se oxida: I

Agente reductor: KI

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:

$$2(IO_3)^- + 12H^+ \longrightarrow I_2 + 6H_2O - 10e^-$$

$$(2I^- \longrightarrow I_2 + 2e^-) \cdot 5$$

Las sumo y simplifico:

$$2 (IO_3)^- + 12 H^+ + 10 I^- \longrightarrow I_2 + 6 H_2 O + 5 I_2$$

 $(IO_3)^- + 6 H^+ + 5 I^- \longrightarrow 3 I_2 + 3 H_2 O$

Finalmente pongo los coeficientes en la fórmula original y agrego lo que haga falta:

$$5KI + KIO_3 + 6HCl \longrightarrow 6KCl + 3I_2 + 3H_2O$$

$$Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$$

Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

$$Cu^0 + H^{+1}N^{+5}O_3^{-2} \longrightarrow Cu^{+2}(N^{+5}O_3^{-2})_2 + N^{+4}O_2^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

Medio ácido Se reduce: N Agente oxidante: HNO_3 Se oxida: Cu Agente reductor: Cu

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:

$$(NO_3^- + 2 H^+ + e^- \longrightarrow NO_2 + H_2O) \cdot 2$$
 $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2 e^-$

Las sumo y simplifico:

$$2 \text{ NO}_3^- + 4 \text{ H}^+ + \text{Cu} \longrightarrow 2 \text{ NO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} + \text{Cu}^{2+}$$

Finalmente pongo los coeficientes (ver que se pone 4 en vez de 2 en HNO₃ porque hay NO₃):

$$Cu + 4 HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2 NO_2 + 2 H_2O$$

4) Balancear por Redox:

$$KMnO_4 + KOH + KI \longrightarrow K_2MnO_4 + KIO_3 + H_2O$$

Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

$$K^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2} + K^{+1}O^{-2}H^{+1} + K^{+1}I^{-1} \longrightarrow K_2^{+1}Mn^{+6}O_4^{-2} + K^{+1}I^{+5}O_3^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

Medio básico

Se reduce: Mn
Agente oxidante: KMnO₄
Se oxida: I
Agente reductor: KI

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:

$$\left(\operatorname{MnO_4}^- + \operatorname{e}^- \longrightarrow \operatorname{MnO_4}^{2-}\right) \cdot 6$$
 $\operatorname{I}^- + 6 \operatorname{OH}^- \longrightarrow \operatorname{IO_3}^- + 3 \operatorname{H}_2 \operatorname{O} + 6 \operatorname{e}^-$

Las sumo y simplifico:

$$6 \text{ MnO}_4^- + \text{I}^- + 6 \text{ OH}^- \longrightarrow 6 \text{ MnO}_4^{2-} + \text{IO}_3^- + 3 \text{ H}_2 \text{O}$$

Finalmente pongo los coeficientes:

$$6 \text{ KMnO}_4 + 6 \text{ KOH} + \text{KI} \longrightarrow 6 \text{ K}_2 \text{MnO}_4 + \text{KIO}_3 + 3 \text{ H}_2 \text{O}$$

$$KMnO_4 + KOH + KAsO_2 \longrightarrow MnO_2 + K_3AsO_4 + H_2O$$

Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

$$K^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2} + K^{+1}O^{-2}H^{+1} + K^{+1}As^{+3}O_2^{-2} \longrightarrow Mn^{+4}O_2^{-2} + K_3^{+1}As^{+5}O_4^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

Medio básico Se reduce: Mn Agente oxidante: $KMnO_4$ Se oxida: As Agente reductor: $KAsO_2$

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:

$$(MnO_4^- + 2 H_2O + 3 e^- \longrightarrow MnO_2 + 4 OH^-) \cdot 2 \quad (AsO_2^- + 4 OH^- \longrightarrow AsO_4^{3-} + 2 H_2O + 2 e^-) \cdot 3$$

Las sumo y simplifico:

$$2 \text{MnO}_4^- + 4 \text{H}_2 \text{O} + 3 \text{AsO}_2^- + 12 \text{OH}^- \longrightarrow 2 \text{MnO}_2 + 8 \text{OH}^- + 3 \text{AsO}_4^{3-} + 6 \text{H}_2 \text{O}$$

Finalmente pongo los coeficientes:

$$2 \text{ KMnO}_4 + 4 \text{ KOH} + 3 \text{ KAsO}_2 \longrightarrow 2 \text{ MnO}_2 + 3 \text{ K}_3 \text{AsO}_4 + 2 \text{ H}_2 \text{O}$$

6) Balancear por Redox:

$$KClO_3 + CrCl_3 + KOH \longrightarrow K_2CrO_4 + H_2O + KCl$$

Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

$$K^{+1}Cl^{+5}O_3^{-2} + Cr^{+3}Cl_3^{-1} + K^{+1}O^{-2}H^{+1} \longrightarrow K_2^{+1}Cr^{+6}O_4^{-2} + H_2^{+1}O^{-2} + K^{+1}Cl^{-1}$$

Medio básico Se reduce: Cl Agente oxidante: $KClO_3$ Se oxida: Cr Agente reductor: $CrCl_3$

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:

$$ClO_3^- + 3 H_2O + 6 e^- \longrightarrow Cl^- + 6 OH^ (Cr^{3+} + 8 OH^- \longrightarrow CrO_4^{2-} + 4 H_2O + 3 e^-) \cdot 2$$

Las sumo y simplifico:

$$\begin{aligned} \text{ClO}_3^- + 3\,\text{H}_2\text{O} + 2\,\text{Cr}^{3+} + 16\,\text{OH}^- &\longrightarrow \text{Cl}^- + 6\,\text{OH}^- + 2\,\text{CrO}_4^{\,2-} + 8\,\text{H}_2\text{O} \\ \text{ClO}_3^- + 2\,\text{Cr}^{3+} + 10\,\text{OH}^- &\longrightarrow \text{Cl}^- + 2\,\text{CrO}_4^{\,2-} + 5\,\text{H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Finalmente pongo los coeficientes (el del KCl se pone al tanteo):

$$KClO_3 + 2 CrCl_3 + 10 KOH \longrightarrow 2 K_2 CrO_4 + 5 H_2 O + 7 KCl$$

$$FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$$

Medio ácido

Se reduce: N Agente oxidante: HNO₃

Se oxida: Fe Agente reductor: FeSO₄

Semireacción de reducción:

Semireacción de oxidación:

$$(NO_3^- + 4 H^+ + 3 e^- \longrightarrow NO + 2 H_2O) \cdot 2$$
 $(2 Fe^{2+} \longrightarrow Fe_2^{3+} + 2 e^-) \cdot 3$

Las sumo:

$$6 \, \text{Fe}^{2+} + 2 \, \text{NO}_3^- + 8 \, \text{H}^+ \longrightarrow 3 \, \text{Fe}_2^{3+} + 2 \, \text{NO} + 4 \, \text{H}_2 \text{O}$$

Pongo los coeficientes en la ecuación original, tener en cuenta que los H⁺ se distribuyen entre los ácidos:

$$6\,FeSO_4 + 2\,HNO_3 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow 3\,Fe_2(SO_4)_3 + 2\,NO + 4\,H_2O$$

8) Balancear por Redox:

$$As_2O_3 + HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3AsO_4 + NO$$

Escribo los números de oxidación:

$$A{s_2}^{+3}O_3^{-2} + H^{+1}N^{+5}O_3^{-2} + H_2^{+1}O^{-2} \longrightarrow H_3^{+1}As^{+5}O_4^{-2} + N^{+2}O^{-2}$$

Medio ácido Se reduce: As Agente oxidante: As_2O_3 Se oxida: N Agente reductor: HNO_3

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:

$$(As_2O_3 + 5H_2O \longrightarrow 2AsO_4^{3-} + 10H^+ + 4e^-) \cdot 3$$
 $(NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \longrightarrow NO + 2H_2O) \cdot 4$

Las sumo:

$$3 \text{ As}_2 \text{O}_3 + 15 \text{ H}_2 \text{O} + 4 \text{ NO}_3^- + 16 \text{ H}^+ \longrightarrow 6 \text{ As} \text{O}_4^{3-} + 30 \text{ H}^+ + 4 \text{ NO} + 8 \text{ H}_2 \text{O}$$

 $3 \text{ As}_2 \text{O}_3 + 7 \text{ H}_2 \text{O} + 4 \text{ NO}_3^- \longrightarrow 6 \text{ As} \text{O}_4^{3-} + 14 \text{ H}^+ + 4 \text{ NO}$

Pongo los coeficientes:

$$3 \operatorname{As}_2 \operatorname{O}_3 + 4 \operatorname{HNO}_3 + 7 \operatorname{H}_2 \operatorname{O} \longrightarrow 6 \operatorname{H}_3 \operatorname{AsO}_4 + 4 \operatorname{NO}$$

$$K_2SO_3 + KNO_3 + H_2O \longrightarrow K_2SO_4 + N_2O + KOH$$

Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

$$K_2^{+1}S^{+4}O_3^{-2} + K^{+1}N^{+5}O_3^{-2} + H_2^{+1}O^{-2} \longrightarrow K_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} + N_2^{+1}O^{-2} + K^{+1}O^{-2}H^{-1}$$

Medio básico

Se reduce: S Agente oxidante: K_2SO_3 Se oxida: N Agente reductor: KNO_3

be oxidu. IV Rigente reductor. Kivo

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:

$$2 \text{ NO}_3^- + 5 \text{ H}_2\text{O} + 8 \text{ e}^- \longrightarrow \text{N}_2\text{O} + 10 \text{ OH}^-$$
 $\left(\text{SO}_3^{2-} + 2 \text{ OH}^- \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{ e}^-\right) \cdot 4$

Las sumo y simplifico:

$$4 \text{ SO}_3^{2-} + 8 \text{ OH}^- + 2 \text{ NO}_3^- + 5 \text{ H}_2\text{O} \longrightarrow 4 \text{ SO}_4^{2-} + 4 \text{ H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O} + 10 \text{ OH}^-$$

 $4 \text{ SO}_3^{2-} + 2 \text{ NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4 \text{ SO}_4^{2-} + \text{N}_2\text{O} + 2 \text{ OH}^-$

Finalmente pongo los coeficientes:

$$4 K_2SO_3 + 2 KNO_3 + H_2O \longrightarrow 4 K_2SO_4 + N_2O + 2 KOH$$

10) Balancear por Redox:

$$HNO_3 + SnCl_2 + HCl \longrightarrow SnCl_4 + N_2O + H_2O$$

Escribo los números de oxidación, identifico cuál se oxida, cuál se reduce, los agentes y el medio:

$$H^{+1}N^{+5}O_3^{-2} + Sn^{+2}Cl_2^{-1} + H^{+1}Cl^{-1} \longrightarrow Sn^{+4}Cl_4^{-1} + N_2^{+2}O^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

Medio ácido Se reduce: N Agente oxidante: HNO_4 Se oxida: Sn Agente reductor: $SnCl_2$

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:

$$2 \text{ NO}_3^- + 10 \text{ H}^+ + 8 \text{ e}^- \longrightarrow \text{N}_2\text{O} + 5 \text{ H}_2\text{O}$$
 $\left(\text{Sn}^{2+} \longrightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{ e}^-\right) \cdot 4$

Las sumo y simplifico:

$$2 NO_3^- + 10 H^+ + 4 Sn^{2+} \longrightarrow N_2O + 5 H_2O + 4 Sn^{4+}$$

Finalmente pongo los coeficientes:

$$2\,HNO_3 + 4\,SnCl_2 + 8\,HCl \longrightarrow 4\,SnCl_4 + N_2O + 5\,H_2O$$

$$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow O_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

Escribo los números de oxidación:

$$K^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2} + H_2^{+1}O_2^{-1} + H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} \longrightarrow O_2^0 + Mn^{+2}S^{+6}O_4^{-2} + K_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

Identifico el medio, cuál se oxida, cuál se reduce y los agentes:

Medio Ácido Se reduce: Mn Agente oxidante: $KMnO_4$ Se oxida: O Agente reductor: H_2O_2

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación (identificarla cuesta):

$$(MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4 H_2O) \cdot 2$$
 $(H_2O_2 \longrightarrow O_2 + 2 H^+ + 2 e^-) \cdot 5$

Las sumo y simplifico:

$$2 \operatorname{MnO_4}^- + 16 \operatorname{H}^+ + 5 \operatorname{H_2O_2} \longrightarrow 2 \operatorname{Mn}^{2+} + 8 \operatorname{H_2O} + 5 \operatorname{O_2} + 10 \operatorname{H}^+$$

 $2 \operatorname{MnO_4}^- + 6 \operatorname{H}^+ + 5 \operatorname{H_2O_2} \longrightarrow 2 \operatorname{Mn}^{2+} + 8 \operatorname{H_2O} + 5 \operatorname{O_2}$

Finalmente escribo los coeficientes:

$$2 \text{ KMnO}_4 + 5 \text{ H}_2\text{O}_2 + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 5 \text{ O}_2 + 2 \text{ MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{ H}_2\text{O}$$

12) Balancear por Redox:

$$Zn + HBr + Na_3AsO_4 \longrightarrow AsH_3 + ZnBr_2 + NaBr + H_2O$$

Escribo sus números de oxidación:

$$Zn^{0} + H^{+1}Br^{-1} + Na_{3}^{+1}As^{+5}O_{4}^{-2} \longrightarrow As^{-3}H_{3}^{+1} + Zn^{+2}Br_{2}^{-1} + Na^{+1}Br^{-1} + H_{2}^{+1}O^{-2}$$

Medio Ácido

Se reduce: As
Se reduce: As
Agente oxidante: Na₃AsO₄
Agente reductor: Zn

Semirreacción de reducción (Arsano no se disocia): Semirreacción de oxidación:

$$AsO_4^{3-} + 11 H^+ + 8 e^- \longrightarrow AsH_3 + 4 H_2O$$
 $(Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2 e^-) \cdot 4$

Las sumo y simplifico

$$AsO_4^{3-} + 11 H^+ + 4 Zn \longrightarrow AsH_3 + 4 H_2O + 4 Zn^{2+}$$

Finalmente pongo los coeficientes (NaBr al tanteo):

$$4\operatorname{Zn} + 11\operatorname{HBr} + \operatorname{Na_3AsO_4} \longrightarrow \operatorname{AsH_3} + 4\operatorname{ZnBr_2} + 3\operatorname{NaBr} + 4\operatorname{H_2O}$$

$$H_{2}C_{2}O_{4} + K_{2}Cr_{2}O_{7} + H_{2}SO_{4} \longrightarrow K_{2}SO_{4} + CO_{2} + H_{2}O + Cr_{2}(SO_{4})_{3}$$

Escribo sus números de oxidación:

Medio Medio ácido Se reduce: Cr Agente oxidante: $K_2Cr_2O_7$ Se oxida: C Agente reductor: $H_2C_2O_4$

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- \longrightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$$
 $(C_2O_4^{2-} \longrightarrow 2 CO_2 + 2 e^-) \cdot 3$

Las sumo:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 3 C_2O_4^{2-} \longrightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O + 6 CO_2$$

Finalmente (repartir bien los H⁺ y los Cr³⁺):

$$3\,H_{2}C_{2}O_{4} + K_{2}Cr_{2}O_{7} + 4\,H_{2}SO_{4} \longrightarrow K_{2}SO_{4} + 6\,CO_{2} + 7\,H_{2}O + Cr_{2}(SO_{4})_{3}$$

6.2. Ejercicios del Molinos

1) Balancear por Redox:

$$HCl + K_3PO_3 + KMnO_4 \longrightarrow MnCl_2 + KCl + P_2O_5 + H_2O$$

Escribo los números de oxidación:

$$H^{+1}Cl^{-1} + K_3^{+1}P^{+5}O_3^{-2} + K^{+1}Mn^{+7}O_4^{-2} \longrightarrow Mn^{+2}Cl_2^{-1} + K^{+1}Cl^{-1} + P_2^{+5}O_5^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

Medio Ácido Se reduce: Mn Agente oxidante: $KMnO_4$ Se oxida: P Agente reductor: K_3PO_3

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:

$$\left(MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4 H_2O\right) \cdot 4$$
 $\left(2 PO_3^{3-} + 2 H^+ \longrightarrow P_2O_5 + 4 e^- + H_2O\right) \cdot 5$

Las sumo y simplifico:

$$4 \operatorname{MnO_4}^- + 32 \operatorname{H}^+ + 10 \operatorname{PO_3}^{3-} + 10 \operatorname{H}^+ \longrightarrow 4 \operatorname{Mn}^{2+} + 16 \operatorname{H_2O} + 5 \operatorname{P_2O_5} + 5 \operatorname{H_2O}$$

$$4 \operatorname{MnO_4}^- + 42 \operatorname{H}^+ + 10 \operatorname{PO_3}^{3-} \longrightarrow 4 \operatorname{Mn}^{2+} + 5 \operatorname{P_2O_5} + 21 \operatorname{H_2O}$$

Finalmente (El KCl al tanteo):

$$42 \text{ HCl} + 10 \text{ K}_3 \text{PO}_3 + 4 \text{ KMnO}_4 \longrightarrow 4 \text{ MnCl}_2 + 34 \text{ KCl} + 5 \text{ P}_2 \text{O}_5 + 21 \text{ H}_2 \text{O}_5$$

2) Balancear por Redox:

$$CrCl_3 + KMnO_4 + KOH \longrightarrow MnCl_2 + KCl + K_2CrO_4 + H_2O$$

Escribo sus números de oxidación:

$$CrCl_3 + KMnO_4 + KOH \longrightarrow MnCl_2 + KCl + K_2CrO_4 + H_2O$$

Medio Medio básico Se reduce: Mn Agente oxidante: $KMnO_4$ Se oxida: Cr Agente reductor: $CrCl_3$

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:

$$\left(MnO_4^- + 4H_2O + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 8OH^-\right) \cdot 3 \qquad \left(Cr^{3+} + 8OH^- \longrightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e^-\right) \cdot 5$$

Las sumo y simplifico:

$$3 \operatorname{MnO_4}^- + 12 \operatorname{H_2O} + 5 \operatorname{Cr}^{3+} + 40 \operatorname{OH}^- \longrightarrow 3 \operatorname{Mn}^{2+} + 24 \operatorname{OH}^- + 5 \operatorname{CrO_4}^{2-} + 20 \operatorname{H_2O}$$
$$3 \operatorname{MnO_4}^- + 5 \operatorname{Cr}^{3+} + 16 \operatorname{OH}^- \longrightarrow 3 \operatorname{Mn}^{2+} + 5 \operatorname{CrO_4}^{2-} + 8 \operatorname{H_2O}$$

Finalmente (KCl al tanteo):

$$5\,CrCl_3 + 3\,KMnO_4 + 16\,KOH \longrightarrow 3\,MnCl_2 + 9\,KCl + 5\,K_2CrO_4 + 8\,H_2O$$

$$KIO_3 + H_2SO_2 + KI \longrightarrow I_2 + K_2SO_2 + H_2O$$

Escribo sus números de oxidación:

$$K^{+1}I^{+5}O_3^{-2} + H_2^{+1}S^{+2}O_2^{-2} + K^{+1}I^{-1} \longrightarrow I_2^0 + K_2^{+1}S^{+2}O_2^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

Medio Ácido

Se reduce: I

Agente oxidante: KIO₃

Se oxida: I

Agente reductor: KI

Semirreacción de reducción:

Semirreacción de oxidación:

$$2 IO_3^- + 12 H^+ + 10 e^- \longrightarrow I_2 + 6 H_2 O$$

$$(2 I^- \longrightarrow I_2 + 2 e^-) \cdot 5$$

Las sumo:

$$2 IO_3^- + 12 H^+ + 10 I^- \longrightarrow I_2 + 6 H_2 O + 5 I_2$$

 $2 IO_3^- + 12 H^+ + 10 I^- \longrightarrow 6 I_2 + 6 H_2 O$

Pongo los coeficientes y simplifico (hay 2 H⁺ por cada H₂SO₂):

$$2 \text{ KIO}_3 + 6 \text{ H}_2 \text{SO}_2 + 10 \text{ KI} \longrightarrow 6 \text{ I}_2 + 6 \text{ K}_2 \text{SO}_2 + 6 \text{ H}_2 \text{O}$$

$$KIO_3 + 3 H_2SO_2 + 5 KI \longrightarrow 3 I_2 + 3 K_2SO_2 + 3 H_2O$$

7. Estequiometría

1) La siguiente reacción representa la combustión del gas hidrógeno. Si se tienen 80 moléculas de H₂ y exceso de gas oxígeno, calcular cuántas moléculas de agua se forman.

$$2 H_2 + O_2 \longrightarrow 2 H_2O$$

2) Teniendo una de las oxidaciones del cobalto, si se tienen 50 moles de Co, y exceso de oxígeno, calcular cuántos moles de CoO se forman:

$$Co + O_2 \longrightarrow Co$$

- 3) La siguiente reacción representa la combustión del gas hidrógeno. Sabiendo que se tienen 80 moléculas de H₂ y exceso de gas oxígeno, calcular cuántas moléculas de agua se forman.
- 4) La siguiente reacción representa la oxidación del hierro. Sabiendo que el hierro viene del mineral limonita, el cual tiene una pureza de %75. Calcular cuánto óxido férrico se produjo si en origen se tenían 100 kg de limonita.

$$4\text{Fe}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(s)$$

5) Se tiene la oxidación del hierro. Sabiendo que cumple la siguiente ecuación, balancearla. Además, se sabe que se tienen 1.500 g de Fe y la misma masa de O₂. Cuál es el reactivo limitante? Cuánta masa de óxido ferroso se forma? Cuánta masa queda sin reaccionar?

$$Fe + O_2 \longrightarrow FeO$$

6) Teniendo la siguiente fórmula química:

$$Fe + O_2 \longrightarrow FeO$$

Sabiendo que la reacción tiene un rendimiento del 70 %, cuántos gramos de óxido ferroso se formaron si inicialmente se tenían 700g de hierro?

7) Se tienen 720 gramos de O₂, calcular la masa del hidrógeno necesaria para que reaccione todo el oxígeno y la masa de agua formada.

$$O_2 + 2 H_2 \longrightarrow 2 H_2 O$$

Anoto las masas moleculares de cada compuesto:

Sabiendo que tengo 720g de O_2 , me fijo cuántos moles son:

Sabiendo que se tienen 22,5 mol de O_2 , ahora quiero averiguar cuántos moles de H_2 necesito, para lo cual hago regla de 3 simples utilizando los coeficientes estequiométricos de la ecuación:

1 mol de
$$O_2$$
 — 2 mol de H_2 22,5 mol de O_2 — 45 mol de H_2

Hago lo mismo para averiguar la cantidad de H_2O formada:

1 mol de
$$O_2$$
 — 2 mol de H_2O
22.5 mol de O_2 — 45 mol de H_2O

Finalmente, averiguo cuánta masa de H_2 tengo, utilizando sus moles y su masa molecular:

$$45 \text{mol} \cdot 2g/\text{mol} = 90g$$

Para el agua:

 $45 \text{mol} \cdot 18 \text{g/mol} = 810 \text{g}$

8) Se tienen 200 g de H₂ y 200 g de O₂. Definir cuál es el reactivo limitante y cuál está en exceso. Cuánta masa no reacciona del limitante? Calcular cuánta agua se forma.

$$O_2 + 2 H_2 \longrightarrow 2 H_2 O$$

Anoto las masas moleculares de cada compuesto:

$$H_2O: 18g/mol$$

Ahora averiguo cuántos moles tengo de cada compuesto:

$$O_2$$
: 200/32 = 6,25 mol

$$H_2$$
: 200/2 = 100 mol

Supongo que el oxígeno es el reactivo limitante:

$$1 O_2 - 2 H_2$$

6,25 $O_2 - 12,5 H_2$

Es posible. Ahora analizo el caso en que el hidrógeno es el reactivo limitante:

2 mol de
$$H_2$$
 — 1 mol de O_2
100 mol de H_2 — 50 mol de O_2

No se puede porque tengo menos de 50 moles de O_2 , por lo tanto habrá 100 - 12,5 mol = 87,5 mol de H_2 que no reaccionen.

- 9) La ecuación de formación de agua es O₂ + H₂ → H₂O. Si se tienen 640 gramos de oxígeno gaseoso (O₂), decir cuántos gramos de hidrógeno gaseoso (H₂) se necesitarán y cuántos de agua se formarán. Recordar balancear la ecuación.
- 10) La ecuación de la formación de óxido de hierro (II) es O₂ + Fe → FeO. Si se formaron 900 gramos de óxido, ¿cuántos gramos de hierro y de oxígeno se necesitaron?
- 11) La ecuación de formación del sulfuro de carbono es $C + S_8 \longrightarrow CS_2$. se tienen 1,5 kg de un mineral de carbono de pureza 80 %. ¿Cuánto se formará de sulfuro de carbono?
- 12) La combustión del butano es CH₄ + O₂ → H₂O + CO₂. Si se tiene 1kg de butano diluido con otros gases, teniendo una concentración del 40 %, ¿cuántos gramos de agua y de dióxido de carbono se formarán?

- 13) La combustión del amoníaco es $NH_3 + O_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$. Si se tiene un tanque con 5kg de amoníaco con pureza 70 %, decir cuántos moles y cuánta masa de nitrógeno y agua se forman.
- Teniendo la combustión del hidrógeno O₂ + H₂ → H₂O, se está en un entorno en que dicha reacción tiene un rendimiento del 90 %, decir cuánto se formará de agua y cuánto de oxígeno gaseoso e hidrógeno gaseoso queda sin reaccionar si se tienen 75 kg de O₂.
- 15) Se tiene la descomposición del ozono $O_3 \longrightarrow O_2$. Esta reacción tiene un rendimiento del 75 %. Si se tenían 100 g de ozono originalmente, ¿cuántos de oxígeno se formaron y cuánto ozono quedó sin reaccionar?

Equilibrio

- 1) Se dispone de 15 L de una SC de ácido sulfhídrico, pKa = 4 y pH = 3,7. Calcular la cantidad de ácido en el equilibrio.
- 2) Se dispone de 20 L de una SC de ácido selenhídrico, pKb = 11,5 y pOH = 12,3. Calcular la cantidad de ácido y la cantidad de la base conjugada en el equilibrio.
- 3) Se tienen 750ml de una solución de hidróxido de aluminio. Sabiendo que el pH=12 y pKa=11,5, calcular la cantidad de la base en el equilibrio.

8. Calorimetría

- 1) Cuánto calor es necesario para aumentar en 15°C la temperatura de 700g de agua?
- 2) Un vaso de agua que contiene 200g pasó de estar a 20°C a 5°C. Cuánto calor ganó/perdió?
- 3) Una lamina de hierro que está a 20°C se calienta hasta estar a 200°C. Tiene una masa de 60kg. Cuánto calor se necesitó? $C_{\text{Fe}} = 0.107 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot \text{°C}}$
- 4) Se mezclan 100 g de agua a 20°C con 50 g de agua a 90°C. Cuál es la temperatura final de la mezcla?
- 5) Calcular la energía necesaria para fundir 700 g de hielo que están a 0° C.
- 6) Calcular el calor necesario para evaporar 4 kg de agua líquida que está a 100°C.
- 7) Calcular el calor necesario para calentar 2 toneladas de hielo desde 100 K hasta -10 °C.
- 8) Calcular el calor necesario para calentar 1500 g toneladas de vapor desde 110 °C hasta 115 °C.
- 9) Calcular el calor necesario para a partir de 150 g de agua líquida a 70°C obtener vapor de agua a 200°C.
- 10) Calcular el calor necesario para obtener agua a 30 °C a partir de 200 g de hielo a 250 K.
- 11) Calcular el calor necesario para calentar 200 g de hielo a -15°C hasta 250 °C de vapor de agua.
- 12) Calcular la energía necesaria para elevar 38,6 kg de agua desde 67,5 °C hasta 97°C.
- 13) Se tiene un balde con 500g de agua. Se sabe que inicialmente estaba a 20°C y al final del día a 25°C. Calcular su variación de energía.
- 14) Se tienen 200 g de hielo a -9°C. Calcular cuánto calor se necesita para elevar la temperatura de ese agua a 130°C.

Pasaje de unidades en temperaturas

- 1) Pasar las siguientes temperaturas de °C a °F : -50, -10, -42, 0, 50, 100, 500, -40.
- 2) Pasar las siguientes temperaturas de °F a °C: -50, -10, -42, 0, 50, 100, 500, -40.
- 3) Pasar las siguientes de K a °C: 0, 50, 100, 273, 1000, -50.
- 4) Pasar las siguientes de °C a K: -100, 0, 50, 100, 273, 1000, -50.
- 5) ¿A qué temperatura °C es igual a °F?

$$^{\circ}F = ^{\circ}C \cdot 1,8 + 32$$
 $T = T \cdot 1,8 + 32$
 $-32 = 0,8T$
 $\frac{-32}{0,8} = T$
 $T = -40$

6) ¿A qué temperatura °F es igual a K?

$$^{\circ}$$
F = $^{\circ}$ C · 1,8 + 32

$$^{\circ}$$
F = (K – 273) · 1,8 + 32

$$T = (T - 273) \cdot 1,8 + 32$$

$$T = 574,59$$