



QUÍMICA

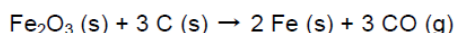
QUÍMICA – Ficha 20

SOLUCIÓN A LOS EXÁMENES

ACCESO UNIV 25 2017

Problema 1 (5 puntos)

La obtención de hierro se lleva a cabo mediante la reducción de los óxidos de hierro presentes en minerales como hematitas o magnetita utilizando coque (en su mayoría carbono) en los hornos de fundición. La reacción que tiene lugar en estos hornos se puede representar mediante la ecuación:



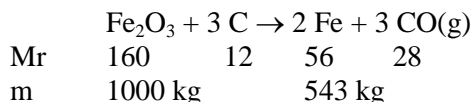
A partir de 1 tonelada de mineral de hierro (suponga que todo el hierro está en forma de Fe_2O_3) se obtienen 543 kg de Fe.

- Determine la pureza (expresada en % en peso de Fe_2O_3) del mineral utilizado en el horno. (2 puntos)
- ¿Qué volumen (en m^3) ocupará el CO generado si se recoge a 22°C y 720 mmHg? (1,5 puntos)
- Calcule la cantidad (en kg) de C empleada para obtener los 543 kg de Fe. (1,5 puntos)

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; Fe = 56.

760 mmHg = 1 atm.



a) Entendemos que los 1000 kg de mineral no contienen 1000 kg de Fe_2O_3 , no son puros porque nos preguntan la pureza.

Sabemos que se forman 543 kg de Fe, calculamos de cuánto Fe_2O_3 procede (que será la verdadera cantidad de Fe_2O_3 que hay en los 1000 kg de mineral)

nº de moles de Fe: $n(\text{Fe}) = m/\text{Mr} = 543000 / 56 = 9696,43$ moles de Fe

Ahora hacemos la proporción según los coeficientes de la reacción:

1 mol de Fe_2O_3 ----- 2 moles de Fe

x ----- 9696,43 moles de Fe

$$x = 9696,43 \cdot 1 / 2 = 4848,21 \text{ moles de } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

$$n = m/\text{Mr} \quad m = n \cdot \text{Mr} = 4848,21 \cdot 160 = 775714,28 \text{ g} = 775,71 \text{ kg}$$

Si en 1000 kg de mineral hay 775,71 kg de Fe_2O_3

En 100 habrá x

$$x = 775,71 \cdot 100 / 1000 = \mathbf{77,6 \% \text{ de pureza}}$$

b) Como el CO es un gas: $P \cdot V = nRT$

$$R = 0,082 \quad P = 720/760 = 0,947 \text{ atm} \quad T = 22 + 273 = 295 \text{ K}$$

Por cada 2 moles de Fe que se forman, se forman también 3 moles de CO

2 moles de Fe ----- 3 moles de CO

9696,43 ----- x

$$x = 9696,43 \cdot 3 / 2 = 14544,65 \text{ moles de } \text{CO}(\text{g})$$

$$V = nRT / P = 14544,65 \cdot 0,082 \cdot 295 / 0,947 = 371526 \text{ L}$$

$$V = 371526 \text{ L} = 371526 \text{ dm}^3 = \mathbf{371,5 \text{ m}^3}$$

- c) 3 moles de C dan 2 moles de Fe
 $x = \dots\dots\dots 9696,43$ moles de Fe
 $x = 9696,43 \cdot 3 / 2 = 14544,65$ moles de C
 (evidentemente son los mismos que de CO, porque en la reacción hay 3 C y 3 CO)
 $n(\text{C}) = 14544,65$ moles $m = n \cdot \text{Mr} = 14544,65 \cdot 12 = 174535,74 \text{ g} = \mathbf{174,54 \text{ kg}}$

Cuestión 1 (2,5 puntos)

a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas: SiCl_4 , NCl_3 y Cl_2O . (1,5 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: $Z(\text{N}) = 7$; $Z(\text{O}) = 8$; $Z(\text{Si}) = 14$; $Z(\text{Cl}) = 17$.

b) Formule o nombre, según convenga: (1 punto)

| | | |
|-------|---|--|
| b-1) | Cr_2O_3 | |
| b-2) | KMnO_4 | |
| b-3) | NaCN | |
| b-4) | Fosfato de sodio | |
| b-5) | Sulfuro de calcio | |
| b-6) | 2-clorobutano | |
| b-7) | Propanal | |
| b-8) | 1-pentanol | |
| b-9) | $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ | |
| b-10) | $\text{CH}_3\text{-COOH}$ | |

- a) SiCl_4 Como el CH_4 Tetraédrica Apolar
 NCl_3 Como el NH_3 Pirámide trigonal Polar
 Cl_2O Como el H_2O Angular Polar

- b)
 b-1) Trióxido de dicromo
 b-2) Permanganato de potasio
 b-3) (Esta es rara) Cianuro de sodio
 b-4) Na_3PO_4
 b-5) CaS
 b-6) $\text{CH}_3\text{-CHCl-CH}_2\text{-CH}_3$
 b-7) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$
 b-8) $\text{CH}_2\text{OH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
 b-9) Dietiléter
 b-10) Ácido etanoico

Cuestión 2 (2,5 puntos)

a) Calcule el pH de una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) que contiene 2 g de NaOH en 400 mL de disolución. (1,25 puntos)

b) Para neutralizar 50 mL de la disolución anterior, se han necesitado 31,25 mL de una disolución de HCl . Calcule la concentración (en mol/L) del HCl empleado. (1,25 puntos)

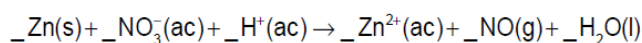
Datos: Masas atómicas relativas: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{Na} = 23$; $\text{Cl} = 35,5$.

- a) $\text{Mr}(\text{NaOH}) = 40$
 $n = m/\text{Mr} = 2/40 = 0,05$ moles
 $M = n/V = 0,05 / 0,4 = 0,125$ mol/L o M
 $[\text{OH}^-] = 0,125$ mo/L $\text{pOH} = -\log 0,125 = 0,90$
 $\text{pH} = 14 - 0,90 = \mathbf{13,1}$
- b) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 50 mL 31,25 mL
 0,125 mol/L ¿M?
 $V_a \cdot M_a = V_b \cdot M_b$ $31,25 \cdot 10^{-3} \cdot M_a = 50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,125$ $M_a = 50 \cdot 10^{-3} \cdot 0,125 / 31,25 \cdot 10^{-3} =$

= 0,2 mol/L o M

Cuestión 3 (2,5 puntos)

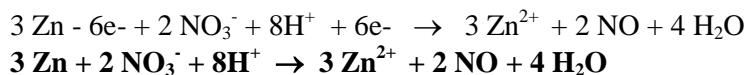
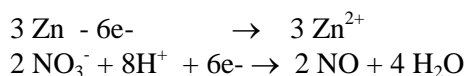
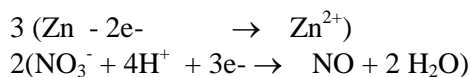
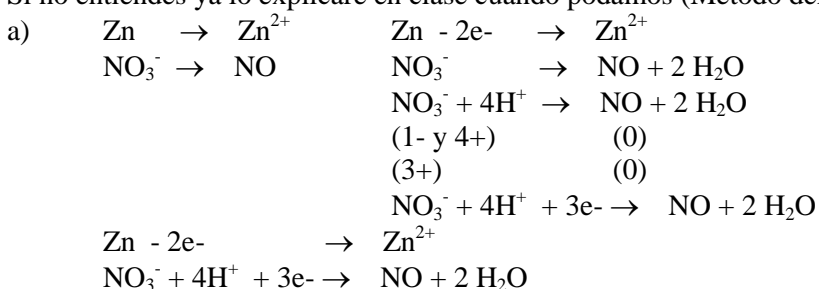
Se construye una celda electroquímica cuya ecuación química global (no ajustada) es:



- a) Ajuste la ecuación química anterior. (1,25 puntos)
b) Indique qué especie es el agente oxidante y qué especie es el agente reductor. (0,50 puntos)
c) Calcule el potencial estándar de la celda electroquímica propuesta. (0,75 puntos)

Datos: Potenciales estándar de reducción: $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = +0,96 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

Si no entiendes ya lo explicaré en clase cuando podamos (Método del ion electrón)



- b) $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ El Zn pierde electrones, luego se oxida y es el **REDUCTOR**
 $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$ El NO_3^- gana electrones, luego se reduce y es el **OXIDANTE**

- c) Potenciales: $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = +0,96 \text{ V}$ $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$
Los potenciales dados siempre se refieren a las reducciones.
En nuestra pila hemos visto que el NO_3^- se reduce luego su potencial es el que nos dan: + 0,96 V
Pero el Zn se oxida, como el que nos dan es de reducción, el de oxidación tendrá el signo cambiado, o sea + 0,76 V
El potencial de la pila será $E^\circ = +0,96 + 0,76 = \mathbf{1,72 \text{ V}}$

ACCESO CFGS

JUNIO 2016

RESPONDE A 5 DE LAS 6 PREGUNTAS PROPUESTAS. (2 puntos cada pregunta)

Pregunta 1. Calcula la composición centesimal del sulfato de calcio (CaSO_4). ¿Cuántos gramos de calcio están contenidos en 3,5 moles de sulfato de calcio?
Masas atómicas: Ca = 40 u; S = 32 u; O = 16 u.

$\text{Mr}(\text{CaSO}_4) = 40 + 32 + 4 \cdot 16 = 136$

En estos 136: 40 son de Ca 32 son de S y 64 son de O

Se hace una regla de tres para cada elemento:

Si en 136 hay 40 de Ca
 en 100 ----- x

$$x = 40 \cdot 100 / 136 = 29,41\% \text{ de Ca}$$

Si en 136 hay 32 de S
 en 100 ----- x

$$x = 32 \cdot 100 / 136 = 23,53\% \text{ de S}$$

Si en 136 hay 64 de O
 en 100 ----- x

$$x = 64 \cdot 100 / 136 = 47,06\% \text{ de O}$$

$n(\text{CaSO}_4) = 3,5 \text{ moles}$ $\text{Mr} = 136$ $n = m/\text{Mr}$ $m = n \cdot \text{Mr} = 3,5 \cdot 136 = 476 \text{ g de CaSO}_4$
 Como de Ca hay un 29,41% $m(\text{Ca}) = 29,41/100 \cdot 476 = \mathbf{140 \text{ g de Ca}}$

Pregunta 2. Para los siguientes átomos ${}^{80}_{34}\text{X}$ ${}^{82}_{34}\text{Y}$ ${}^{82}_{36}\text{Z}$

a) Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada uno.

b) Explica si estos átomos pueden ser isótopos entre si.

a) ${}^{80}_{34}\text{X}$ 34 p+ 34 e- $80-34 = 46 \text{ n}$

${}^{82}_{34}\text{Y}$ 34 p+ 34 e- $82-34 = 48 \text{ n}$

${}^{82}_{36}\text{Z}$ 36 p+ 36 e- $82-36 = 46 \text{ n}$

b) Son isótopos ${}^{80}_{34}\text{X}$ y ${}^{82}_{34}\text{Y}$, porque tienen el mismo Z (34) y distinto A (80 y 82), es decir el mismo número de protones y distinto nº de neutrones.

Pregunta 3. Indica el tipo de enlace o de fuerza intermolecular que se debe romper en los siguientes procesos:

a) Vaporizar agua (H_2O).

b) Fundir sal común (NaCl).

c) Descomponer el amoníaco (NH_3) en sus componentes, hidrógeno y nitrógeno.

d) Vaporizar bromo (Br_2).

e) Fundir hierro (Fe).

a) Como el agua tiene fuerzas intermoleculares de puente de H, al calentar y evaporarse se rompen estas fuerzas al pasar de líquido a gas.

b) Se rompen los enlaces iónicos del cristal NaCl

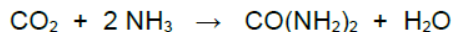
c) Ahora se rompen los enlaces covalentes de dentro del NH_3

d) El Br_2 es líquido debido a las fuerzas intermoleculares de Van der Waals, que son las que se rompen al vaporizarlo.

e) Se rompen los enlaces metálicos.

Pregunta 4. La urea es un compuesto de gran importancia industrial en la fabricación de fertilizantes.

Se obtiene a partir de dióxido de carbono y de amoníaco según la siguiente reacción:



En un recipiente se introduce 1 kg de dióxido de carbono y 1 kg de amoníaco a la presión y temperatura adecuadas para que se produzca la reacción. Calcula la masa de urea que se obtendrá.

Masas atómicas: H=1; C=12; N=14; O=16.

| | | | | | | | |
|-------------------|---------------|---|-----------------|---------------|----------------------------|---|----------------------|
| | CO_2 | + | 2NH_3 | \rightarrow | $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ | + | H_2O |
| Mr | 44 | | 17 | | 60 | | |
| m(g) | 1000 | | 1000 | | | | |
| $n = m/\text{Mr}$ | n | | | | | | |
| | 22,72 mol | | 58,82 mol | | | | |

Según la reacción por cada 1 mol de CO_2 reaccionan 2 mol de NH_3 . De los moles que tenemos tienen que reaccionar en esa proporción, siempre se gasta uno (reactivo limitante) y sobra del otro. Hay que averiguar cuál se gasta (reactivo limitante) que es el que nos importa para hacer los cálculos. El que está en exceso no nos importa.

Supongamos que se gasta el CO₂ (las 22,72 moles que tenemos)

Si 1 mol de CO₂ reacciona con 2 moles de NH₃

22,72 moles de CO₂ ----- x

$$x = 22,72 \cdot 2 / 1 = 45,44 \text{ moles de NH}_3$$

O sea para que se gasten los 22,72 moles de CO₂ necesitamos 45,44 moles de NH₃

Supongamos ahora que se gasta en NH₃ (las 58,82 moles)

Si 1 mol de CO₂ reacciona con 2 moles de NH₃

X ----- 58,82 moles de NH₃

$$x = 58,82 \cdot 1 / 2 = 29,41 \text{ moles de CO}_2$$

O sea para que se gasten los 58,82 moles de NH₃ necesitamos 29,41 moles de CO₂

Como tenemos de CO₂ 22,72 moles y de NH₃ 58,82, la segunda suposición no puede producirse, porque necesitaríamos 29,41 moles de CO₂ y sólo tenemos 22,72. Luego la situación correcta es la primera. Se gastan las 22,72 moles del CO₂ (reactivo limitante)

Según la reacción: 1 mol CO₂ da 1 mol de CO(NH₂)₂
22,72 darán x

$$x = 22,72 \text{ moles de CO(NH}_2)_2$$

$$n = m/Mr \quad m = n \cdot Mr = 22,72 \cdot 60 = 1363,2 \text{ g} = \mathbf{1,363 \text{ kg}}$$

Pregunta 5. Para preparar una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) se pesaron 1,2 g de compuesto y se añadió agua hasta un volumen total de 500 mL.

a) Calcula la molaridad de la disolución.

b) Calcula el pH de dicha disolución.

Datos: Masas atómicas Na = 23 u; O = 16 u; H = 1 u.

a) $Mr(\text{NaOH}) = 40$

$$n = m/Mr = 1,2/40 = 0,03 \text{ moles}$$

$$M = n/V = 0,03 / 0,5 = 0,06 \text{ mol/L o M}$$

b) $[\text{OH}^-] = 0,06 \text{ mol/L} \quad p\text{OH} = -\log 0,06 = 1,22$

$$p\text{H} = 14 - 1,22 = \mathbf{12,78}$$

Pregunta 6. Escribe el nombre o la fórmula, según corresponda, de los siguientes compuestos:

NH₃

Tetracloruro de carbono

H₂SO₄

Hidróxido de sodio

KNO₃

3-metil-1-buteno

CH₃-O-CH₂CH₃

Etanol

CH₃CH₂COOH

Etilamina

NH₃

Amoniaco o trihidruro de nitrógeno

H₂SO₄

Ácido sulfúrico

KNO₃

Nitrato de potasio

CH₃-O-CH₂CH₃

Etilmetiléter

CH₃CH₂COOH

Ácido propanoico

Tetracloruro de carbono

CCl₄

Hidróxido de sodio

NaOH

3-metil-1-buteno

C = C - C - C

C = C - C (CH₃) - C

CH₂=CH-CH(CH₃)-CH₃

Etanol

CH₃-CH₂OH

Etilamina

CH₃-CH₂-NH₂

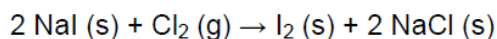
EXÁMENES PARA HACER

ACCESO UNIV 25

2016

Problema 1 (5 puntos)

El yodo (I_2) es un sólido que se obtiene por tratamiento de salmueras con cloro (Cl_2) según la reacción:



- a) Calcule la cantidad (en kg) de yodo que se obtiene a partir de 100 kg de NaI. **(2 puntos)**
b) ¿Qué volumen (en litros) ocuparán 50 kg de Cl_2 a una temperatura de 127 °C y a una presión de 1900 mmHg? **(1,5 puntos)**
c) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción. Indique si se trata de una reacción exotérmica o endotérmica. **(1,5 puntos)**

Datos:

Masas atómicas relativas: Na = 23; Cl = 35,5; I = 126,9.

$\Delta H_f^\circ [NaI (s)] = - 310,97 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [NaCl (s)] = - 411,15 \text{ kJ/mol}$.

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

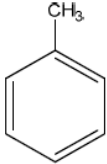
760 mmHg = 1 atm.

Cuestión 1 (2,5 puntos)

- a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV y prediga razonadamente el carácter polar o apolar de las moléculas: CS_2 , CH_4 y H_2O . **(1,5 puntos)**

Datos: Números atómicos, Z: Z(H) = 1; Z(C) = 6, Z(O) = 8; Z(S) = 16.

- b) Formule o nombre, según convenga: **(1 punto)**

| | | |
|-------|---|--|
| b-1) | $Ca(OH)_2$ | |
| b-2) | Hidrógenosulfato de sodio | |
| b-3) | HBrO | |
| b-4) | $Hg(NO_3)_2$ | |
| b-5) | Óxido de estaño(IV) | |
| b-6) | $\begin{array}{ccccccc} CH_3 & -CH- & CH_2- & CH- & CH_3 \\ & & & & \\ & CH_3 & & CH_3 & \end{array}$ | |
| b-7) | 1,2-propanodiol | |
| b-8) |  | |
| b-9) | Metil-fenil-éter | |
| b-10) | $CH_3-COOCH_3$ | |

Cuestión 2 (2,5 puntos)

Se dispone de 250 mL de una disolución 0,4 M de ácido yodhídrico (HI). Teniendo en cuenta que el HI es un ácido fuerte, calcule:

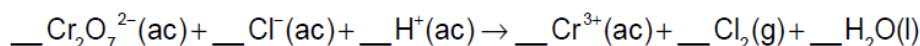
- La cantidad, en gramos, de yoduro de hidrógeno disuelto. (1 punto)
- El pH de la disolución. (0,5 puntos)
- El volumen de disolución de hidróxido de potasio (KOH) 0,5 M necesario para neutralizar la disolución anterior de HI. (1 punto)

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; I = 126,9.

$K_w = 10^{-14}$.

Cuestión 3 (2,5 puntos)

- Ajuste la siguiente ecuación química: (1,5 puntos)



- Identifique la sustancia oxidante y la reductora. (0,5 puntos)
- Indique el estado de oxidación del cromo en la especie $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$ y el del cloro en el Cl_2 . (0,5 puntos)

ACCESO CFGS JUNIO 2015

Pregunta 1. Completa la siguiente tabla si se sabe que 1 gramo de hidrógeno reacciona exactamente con 8 gramos de oxígeno para dar agua.

| Hidrógeno + Oxígeno → Agua | | |
|----------------------------|------|------|
| 1 g | 8 g | |
| 2 g | | 18 g |
| | | 36 g |
| 1 g | 10 g | |

Pregunta 2.

- Calcula qué volumen ocuparán 2,5 moles de dióxido de azufre (SO_2) en condiciones normales.
- ¿cuál será su masa?
- Razona (no calcules) si 2,5 moles de trióxido de azufre (SO_3) ocuparán un volumen mayor, igual o menor que los 2,5 moles del dióxido de azufre.

Datos: Ar O = 16 u. Ar S = 32u.

Pregunta 3.

- Escribe la configuración electrónica del cloro (Z = 17) y del calcio (Z = 20).
- Indica el grupo y el periodo de cada elemento.
- Explica cuál de los dos tendrá mayor energía de ionización.

Pregunta 4.

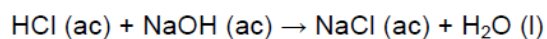
Identifica el tipo de fuerzas intermoleculares de cada una de las especies que se nombran y explica las siguientes observaciones:

- A temperatura ambiente el flúor (F_2) y el cloro (Cl_2) son gases, el bromo (Br_2) es líquido y el yodo (I_2) es sólido.
- La temperatura de ebullición del agua (H_2O) es mayor que la de su homólogo el sulfuro de hidrógeno (H_2S)

Pregunta 5.

a) Calcula el pH de una disolución de ácido clorhídrico 0,005 M.

b) Calcula el volumen de la disolución anterior que se necesita para neutralizar 75 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,01 M. Esta es la reacción de neutralización:



Pregunta 6. Escribe el nombre o la fórmula, según corresponda, de los siguientes compuestos:

SiO₂

Trifluoruro de fósforo

HCl

Sulfuro de hierro (II)

CH₃CH₂CH₂CH₃

Metano

CH₃CH₂OH

Ácido propanoico

CH₃-NH₂

1,2-dicloroetano