

- Instrucciones:**
- Duración: 1 hora y 30 minutos.**
 - Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - Puntuación: Cuestiones (nº 1,2,3 y 4) hasta 1'5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - Expresar sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - Se podrán utilizar calculadoras que no sean programables.

OPCIÓN A

- Formule o nombre los compuestos siguientes: **a)** Permanganato de cobalto (II) **b)** Ácido bórico
c) 2-Metilpentano **d)** $\text{Sr}(\text{OH})_2$ **e)** KH_2PO_4 **f)** $(\text{CH}_3)_3\text{N}$
- Escriba las configuraciones electrónicas de las especies siguientes: N^{3-} ($Z = 7$), Mg^{2+} ($Z = 12$), Cl^- ($Z = 17$), K ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$).
 - Indique los que son isoelectrónicos.
 - Indique los que presentan electrones desapareados y el número de los mismos.
- Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0'80 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0'25 \text{ V}$:
 - ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?
 - Escriba la notación de esa pila y las reacciones que tienen lugar.
- Indique el compuesto orgánico que se obtiene en las siguientes reacciones químicas:
 - $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \longrightarrow$
 - C_6H_6 (benceno) + $\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{catalizador}}$
 - $\text{CH}_3\text{CHClCH}_3 \xrightarrow[\text{etanol}]{\text{KOH}}$
- La tostación de la pirita se produce según: $4 \text{FeS}_2(\text{s}) + 11 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 8 \text{SO}_2(\text{g})$
Calcule:
 - La entalpía de reacción estándar.
 - La cantidad de calor, a presión constante, desprendida en la combustión de 25 g de pirita del 90 % de riqueza en peso.
 Datos: Masas atómicas: $\text{Fe} = 55'8$; $\text{S} = 32$.
 $\Delta H_f^\circ[\text{FeS}_2(\text{s})] = -177'5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -822'2 \text{ kJ/mol}$,
 $\Delta H_f^\circ[\text{SO}_2(\text{g})] = -296'8 \text{ kJ/mol}$.
- Se preparan 10 L de disolución de un ácido monoprótico HA, de masa molar 74, disolviendo en agua 37 g de éste. La concentración de H_3O^+ es 0'001 M. Calcule:
 - El grado de disociación del ácido en disolución.
 - El valor de la constante K_a .

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1,2,3 y 4) hasta 1'5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
 - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
 - g) Se podrán utilizar calculadoras que no sean programables.

OPCIÓN B

- 1.- Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Ácido perclórico b) Seleniuro de hidrógeno
c) Pent-4-en-2-ol d) LiH e) OsO₄ f) CH₃CHO
- 2.- Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27 °C y 0'1 atmósferas.
Calcule:
a) La masa de amoníaco presente.
b) El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
c) El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.
Datos: R = 0'082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹. Masas atómicas: N = 14; H = 1.
- 3.- Indique, razonadamente, cuántos enlaces π y cuántos σ tienen las siguientes moléculas:
a) Hidrógeno.
b) Nitrógeno.
c) Oxígeno.
- 4.- a) ¿Qué volumen de disolución de NaOH 0'1 M se necesitaría para neutralizar 10 mL de disolución acuosa de HCl 0'2 M?
b) ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia?
c) Describa el procedimiento experimental y nombre el material necesario para llevar a cabo la valoración.
- 5.- Una disolución acuosa de alcohol etílico (C₂H₅OH), tiene una riqueza del 95 % y una densidad de 0'90 g/mL.
Calcule:
a) La molaridad de esa disolución.
b) Las fracciones molares de cada componente.
Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.
- 6.- Dada la reacción:
- $$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{SO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3(\text{ac}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$$
- a) Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.
 - b) Calcule la molaridad de una disolución de sulfito de sodio, si 15 mL de ésta reaccionan totalmente, en medio ácido, con 25'3 mL de disolución de dicromato de potasio 0'06 M.



SOLUCIONES QCA JUN 08 OPCIÓN A

- 1.- a) $\text{Co}(\text{MnO}_4)_2$
b) H_3BO_3
c) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
d) Hidróxido de estroncio
e) Dihidrógeno fosfato de potasio
f) trimetil amina

- 2.- a) N^{3-} (Z=7): $1s^2 2s^2 2p^6$
 Mg^{2+} (Z=12): $1s^2 2s^2 2p^6$
 Cl^- (Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
K (Z=19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
Ar (Z=18): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

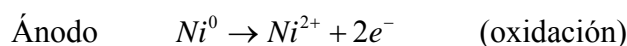
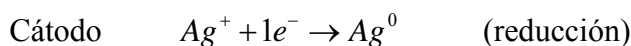
- b) Son isoelectrónicos: el N^{3-} y el Mg^{2+} con 10 electrones
el Cl^- y el Ar con 18 electrones
- c) Solo el potasio (K) presenta un electrón desapareado, el del orbital 4s.

- 3.- a) Al ser mayor el potencial de reducción de la plata, esta se reduce y es el níquel el que se oxida $E_{\text{ox}}(\text{Ni}/\text{Ni}^{2+}) = 0,25 \text{ V}$

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{red}}^0 + E_{\text{ox}}^0 = 0,80\text{V} + 0,25\text{V} = 1,05\text{V}$$

- b) La notación de la pila es $\text{Ni}(\text{s}) | \text{Ni}^{2+}(\text{ac}) || \text{Ag}^+(\text{ac}) | \text{Ag}(\text{s})$

La reducción se lleva a cabo en el cátodo por lo tanto las reacciones en los electrodos son:



- 4.- a) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{BrCH}_2\text{Br}$

- b) $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{catalizador}} \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}$

- c) $\text{CH}_3\text{CHClCH}_3 \xrightarrow[\text{etanol}]{\text{KOH}} \text{CH}_2=\text{CHCH}_3 + \text{HCl}$

- 5.- $4 \text{FeS}_2(\text{s}) + 11 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 8 \text{SO}_2(\text{g})$

- a) La entalpía estándar de una reacción se puede calcular partiendo de las entalpías estándar de formación de los compuestos que intervienen en ella, según la siguiente ecuación

$$\Delta H_r^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^0(\text{reactivos})$$

SOLUCIONES QCA JUN 08 OPCIÓN A

5.- a) (continuación) aplicándola a nuestra reacción obtenemos

$$\Delta H_r^\circ = 2\Delta H_f^\circ [\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] + 8\Delta H_f^\circ [\text{SO}_2(\text{g})] - 4\Delta H_f^\circ [\text{FeS}_2(\text{s})] = -3308,8 \text{ kJ}$$

b) El calor intercambiado en un proceso a presión constante coincide con la variación de entalpía.

Aplicamos el % de riqueza a la muestra

$$m_{\text{FeS}_2} = \frac{90}{100} 25 \text{ g} = 22,5 \text{ g FeS}_2$$

calculamos el número de moles ($M_m \text{ FeS}_2 = 119,8 \text{ g/mol}$)

$$n_{\text{FeS}_2} = \frac{22,5 \text{ g}}{119,8 \text{ g/mol}} = 0,19 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con la reacción ajustada

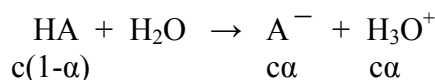
$$\frac{4 \text{ mol FeS}_2}{-3308,8 \text{ kJ}} = \frac{0,19 \text{ mol FeS}_2}{x} \quad x = -157,2 \text{ kJ}$$

se desprenden 157,2 kJ.

6.- a) Calculamos el número de moles de ácido y su concentración molar

$$n_{\text{HA}} = \frac{37 \text{ g}}{74 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol} \quad c = \frac{0,5 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

establecemos la reacción de disociación del ácido



la concentración de ión hidronio es $[H_3O^+] = c\alpha$ de donde

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{c} = \frac{0,001 \text{ mol/L}}{0,05 \text{ mol/L}} = 0,02 \quad (2\%)$$

b) La constante del ácido tiene la expresión

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = 2,04 \cdot 10^{-5}$$



SOLUCIONES QCA JUN 08 OPCIÓN B

- 1.- a) HClO_4
- b) H_2Se
- c) $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$
- d) Hidruro de litio
- e) Peróxido de osmio
- f) Etanal

2.- a) Aplicamos la ecuación general de los gases perfectos. $M_m(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$

$$PV = \frac{m}{M_m} RT \quad m_{\text{NH}_3} = \frac{P \cdot V \cdot M_m}{R \cdot T} = 0,069 \text{ g}$$

b) calculamos el número de moles de amoniaco

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{0,069 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 4,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

calculamos el número de moléculas de amoniaco

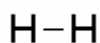
$$N_{\text{NH}_3} = n_{\text{NH}_3} \cdot N_A = 4,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molec./mol} = 2,44 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

c) La molécula de amoniaco es NH_3 , por lo tanto el número de átomos de nitrógeno es el mismo que el número de moléculas de amoniaco (ver apartado anterior).

El número de átomos de hidrógeno es tres veces el de moléculas de amoniaco

$$N_H = 7,32 \cdot 10^{21} \text{ átomos}$$

3.- a) La estructura de Lewis de la molécula de hidrógeno (H_2) es la siguiente



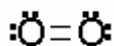
por lo tanto se forma un enlace σ entre los dos orbitales 1s de los dos átomos de hidrógeno.

b) La estructura de Lewis de la molécula de nitrógeno (N_2) es la siguiente



por lo tanto se forma un enlace σ entre un orbital 2p de cada átomo de nitrógeno y dos enlaces π con los dos orbitales 2p restantes.

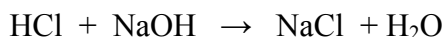
c) La estructura de Lewis de la molécula de oxígeno (O_2) es la siguiente



SOLUCIONES QCA JUN 08 OPCIÓN B

3.- c) (continuación) por lo tanto se forma un enlace σ entre un orbital 2p de cada átomo de oxígeno y un enlaces π con otro de los orbitales 2p restantes, el tercer orbital 2p no participa en el enlace por estar lleno con dos electrones.

4.- a) La reacción de neutralización que se produce entre la sosa y el ácido clorhídrico es mol a mol

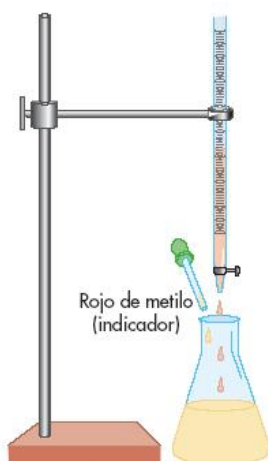


por lo tanto podemos aplicar directamente la siguiente relación

$$M_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \quad \text{despejando} \quad V_{\text{NaOH}} = \frac{M_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{M_{\text{NaOH}}} = 20 \text{ mL}$$

b) En el punto de equivalencia, la sal que existe (NaCl) proviene de ácido y base fuertes, por lo tanto el pH será neutro (pH = 7).

c) Colocamos los 10 mL de disolución 0,2 M de HCl en un matraz erlenmeyer y le añadimos unas gotas de un indicador apto para una neutralización ácido fuerte base fuerte como es el rojo de metilo. En la bureta ponemos la disolución de Na(OH) y la vamos añadiendo lentamente sobre el matraz sin dejar de agitar, hasta que se produce el cambio de color en el indicador



5.- a) Calculamos la masa de un litro de disolución

$$m = V \cdot d = 1000 \text{ mL} \cdot 0,90 \text{ g / mL} = 900 \text{ g}$$

le aplicamos la riqueza para calcular los gramos de soluto (etanol)

$$m_{\text{etanol}} = \frac{95}{100} 900 \text{ g} = 855 \text{ g}$$

calculamos el número de moles (Mm $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ g/mol}$) y la molaridad

$$n_{\text{etanol}} = \frac{855 \text{ g}}{46 \text{ g / mol}} = 18,58 \text{ mol} \quad M = \frac{18,58 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 18,58 \text{ mol / L}$$

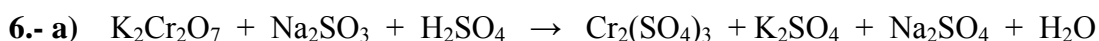
SOLUCIONES QCA JUN 08 OPCIÓN B

5.- b) Calculamos los gramos y los moles de agua ($M_m \text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$) que hay en la disolución

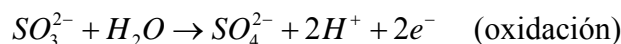
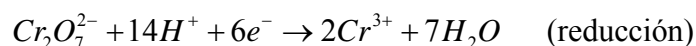
$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 900 \text{ g disolución} - 855 \text{ g etanol} = 45 \text{ g} \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{45 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 2,5 \text{ mol}$$

calculamos las fracciones molares de cada componente

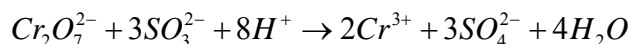
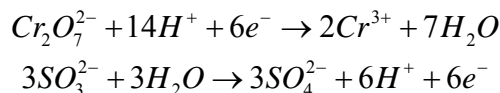
$$X_{\text{etanol}} = \frac{18,58 \text{ mol}}{18,58 \text{ mol} + 2,5 \text{ mol}} = 0,88 \quad X_{\text{agua}} = \frac{2,5 \text{ mol}}{18,58 \text{ mol} + 2,5 \text{ mol}} = 0,12$$



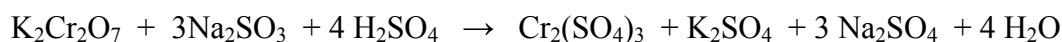
si calculáramos los números de oxidación de los elementos de esta reacción veríamos que solo cambian el cromo de +6 en el dicromato a +3 en el sulfato crómico y el azufre de +4 en el sulfito sódico, a +6 en el sulfato sódico por lo tanto planteamos las semireacciones iónicas y las ajustamos sabiendo que en medio ácido se añade H_2O donde falte oxígeno y H^+ donde falte hidrógeno



multiplicamos la oxidación x3 para ajustar los electrones transferidos y sumamos para obtener la ecuación iónica ajustada



Tras pasamos los coeficientes de la reacción iónica ajustada a la molecular



b) Calculamos los moles de dicromato que reaccionan

$$n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot V_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,06 \text{ mol/L} \cdot 0,0253 \text{ L} = 1,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

establecemos la proporción entre los dos reactivos con los datos de la reacción ajustada

$$\frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3} = \frac{1,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{x} \quad x = 4,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{SO}_3$$

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = \frac{4,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,015 \text{ L}} = 0,3 \text{ mol/L}$$