

NO se arrastra la penalización entre apartados. ES DECIR, EL ERROR SÓLO SE PENALIZA UNA VEZ, EL RESTO DEL EJERCICIO PUEDE ESTAR CORRECTO SI ARRASTRA EL ERROR (YA PENALIZADO) Y EL PLANTEAMIENTO ES CORRECTO (el resultado sería diferente, pero lo damos por válido).

-Sólo se penalizará cuando tengan 3 errores de calculadora, y se les quitará 0,25 puntos.

-No poner unidades ni en Kp ni en Kc (en las dos) se penaliza con 0,25 pts. Si sólo le faltan las unidades a una de ellas, no penalizamos.

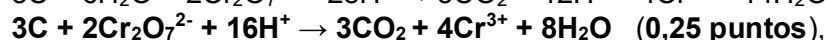
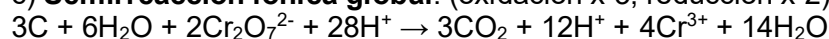
PROBLEMA 1.

a) Semirreacción oxidación: $\text{C} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$ **0,25 puntos**

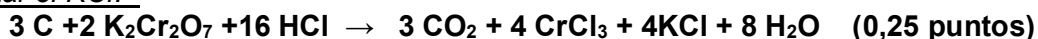
Semirreacción reducción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ **0,25 puntos**

b) **El C se oxida, es la especie reductora (0,25 puntos):** pasa de estado de oxidación 0 en C a +4 en el CO_2 . **El ion dicromato se reduce, es la especie oxidante (0,25 puntos),** al pasar el Cr de estado de oxidación +6 en $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ a estado de +3 en Cr^{3+} .

c) **Semirreacción iónica global:** (oxidación x 3, reducción x 2)



Se debe ajustar el KCl:



d) $\Delta G^\circ_{\text{pila}} = -nF\Delta E^\circ_{\text{pila}}$ $\Delta G^\circ_{\text{pila}} = 0$ para que esté en equilibrio

$$\Delta E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} \quad E^\circ_{\text{cátodo}} = E^\circ_{\text{ánodo}}$$

Para que la reacción esté en equilibrio, el potencial debe ser 0, por lo que potenciales de reducción de ánodo ($E^\circ(\text{CO}_2/\text{C})$) y cátodo ($E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+})$) deberían coincidir, y **debería tenerse $E^\circ(\text{CO}_2/\text{C})=1,44 \text{ V}$ (0,5 puntos).**

PROBLEMA 2

OPCION 2A

a) pH tras añadir 50 mL de HNO_3

Datos:

- NaOH: 75 mL = 0,075 L ; 0,20 M

$$n_{\text{NaOH}} = 0,075 \times 0,20 = 0,015 \text{ mol}$$

- HNO_3 : 50 mL = 0,050 L ; 0,10 M

$$n_{\text{HNO}_3} = 0,050 \times 0,10 = 0,005 \text{ mol}$$

Reaccionan 1:1, por lo que **sobra base:**

$$n_{\text{OH}^- \text{ sobrante}} = 0,015 - 0,005 = 0,010 \text{ mol} \quad \mathbf{0,25 \text{ puntos}}$$

Volumen total:

$$V = 75 + 50 = 125 \text{ mL} = 0,125 \text{ L}$$

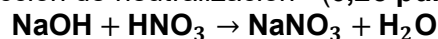
$$[\text{OH}^-] = \frac{0,010}{0,125} = 0,08 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(0,08) \approx 1,10$$

$$\text{pH} = 14 - 1,10 = \mathbf{12,90} \quad \mathbf{0,25 \text{ puntos}}$$

b) Reacción, volumen en equivalencia y pH

Reacción de neutralización **(0,25 puntos)**



$$n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HNO}_3}$$

$$0,015 = 0,10 \cdot V \Rightarrow V = 0,15 \text{ L} = \mathbf{150 \text{ mL}} \quad (0,25 \text{ puntos})$$

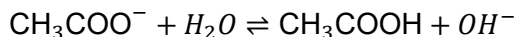
Se forma NaNO_3 (sal de ácido fuerte + base fuerte), no hidroliza por lo que el **pH es 7: 0,5 puntos**

c) Caso con ácido acético (CH_3COOH)

El acetato sódico (CH_3COONa) es:

- Sal de ácido débil (ácido acético)
- y base fuerte (NaOH)

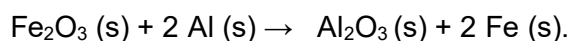
El ion acetato:



$$\boxed{\text{pH} > 7}$$

Razón: el anión acetato se comporta como base débil (hidrólisis básica). **0,5 puntos**

OPCION 2B



$$\Delta H_{\text{REACC}}^0 = \sum \Delta H_{\text{F,PRODUCTOS}}^0 - \sum \Delta H_{\text{F,REACTIVOS}}^0$$

$$\Delta H_{\text{REACCION}}^0 = \Delta H_{\text{f Al}_2\text{O}_3}^0 - \Delta H_{\text{f Fe}_2\text{O}_3}^0$$

Tomando los valores numéricos

$$\Delta H_{\text{REACC}}^0 = -1668,24 - (-821,37)$$

$$\Delta H_{\text{REACC}}^0 = -846,87 \text{ KJ/mol} \quad \mathbf{0,5 \text{ puntos}}$$

b) Masa molecular de $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 2A_{\text{Fe}} + 3A_{\text{O}}$ Masa molecular = 159,7 g/mol

$$100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{846,87 \text{ KJ}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}$$

= **530,29 KJ que se desprenden**, el alumnos puede haber manejado
- 846,87 y daría el valor negativo. obteniendo - **530,29KJ 0,5 puntos**

c)

$$\Delta G_{\text{REACCION}}^0 = \Delta H_{\text{REAC}}^0 - T \Delta S_{\text{REAC}}^0$$

$$\Delta S_{\text{REACC}}^0 = \sum S_{\text{F,PRODUCTOS}}^0 - \sum S_{\text{F,REACTIVOS}}^0$$

$$\Delta S_{\text{REACC}}^0 = S_{\text{Al}_2\text{O}_3}^0 + 2 \cdot S_{\text{Fe}}^0 - (S_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^0 + 2 \cdot S_{\text{Al}}^0)$$

$$\Delta S_{\text{REACC}}^0 = 51 + 2 \cdot 27,2 - (90 + 2 \cdot 28,3)$$

$$\Delta S_{\text{REACC}}^0 = -41,2 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\Delta G_{\text{REACCION}}^0 = -846,87 - 298 \cdot (-41,2 \cdot 10^{-3})$$

$$\Delta G_{\text{REACCION}}^0 = -834,59 \text{ KJ/mol} \quad \mathbf{0,5 \text{ puntos}}$$

La reacción es espontánea porque su valor es negativo: **0,5 puntos**

PROBLEMA 3

OPCION 3A

a)

Moles	Se (g)	+	H ₂ (g)	↔	H ₂ Se (g)
Iniciales	1		1		-
Reaccionan	x		x		-
Forman	-		-		x
equilibrio	1-x		1-x		x

Nº de moles en el equilibrio = 1-x + 1-x + x **nº total = 2- x**

Aplicamos la ecuación general de los gases $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ con las condiciones del equilibrio:

$$18,1 \cdot 5 = (2 - x) \cdot 0,082 \cdot (273 + 727)$$

$$\mathbf{x = 0,896 \text{ moles} \quad 0,25 \text{ puntos}}$$

$$[\text{Se}] = \frac{(1 - 0,896) \text{ mol}}{5 \text{ L}} \quad [\text{H}_2] = \frac{(1 - 0,896) \text{ mol}}{5 \text{ L}} \quad [\text{Se}] = 0,0208 \text{ M}; [\text{H}_2] = 0,0208 \text{ M} \quad \mathbf{0,5 \text{ puntos}}$$

$$[\text{H}_2\text{Se}] = \frac{0,896 \text{ mol}}{5 \text{ L}} \quad [\text{H}_2\text{Se}] = 0,1792 \text{ M} \quad \mathbf{0,25 \text{ puntos}}$$

$$b) K_C = \frac{[H_2Se]}{[Se][H_2]} \text{ sustituimos valores } K_C = \frac{0,1792}{0,0208^2} \quad K_C = 414,2 \frac{L}{mol} \quad 0,5 \text{ puntos}$$

Para calcular K_p utilizamos la relación $K_p = K_C(R \cdot T)^{\Delta n}$ $\Delta n = 1 - 2$ $\Delta n = -1$

$$K_p = 414,2 \cdot (0,082 \cdot 1000)^{-1} \quad K_p = 5,05 \text{ atm}^{-1} \quad 0,5 \text{ puntos}$$

Quitamos 0,25 puntos si no ponen las unidades en ninguna de ellas

OPCION 3B

- a) El orden total de una reacción es la suma de los órdenes parciales de cada uno de los reactivos. Es necesario, por tanto, obtener el orden de cada uno de los reactivos para determinar el orden total de la reacción. La ecuación general de la velocidad de reacción será:

$$v = k \cdot [NO]^\alpha \cdot [Cl_2]^\beta;$$

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k \cdot [NO_1]^\alpha \cdot [Cl_2]^\beta}{k [NO_2]^\alpha [Cl_2]^\beta} \quad \frac{1,43 \cdot 10^{-6}}{5,72 \cdot 10^{-6}} = \frac{k 0,25^\alpha 0,25^\beta}{k 0,5^\alpha 0,25^\beta} \quad \frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^\alpha \quad \alpha = 2 \quad 0,25 \text{ puntos}$$

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{k \cdot [NO_2]^\alpha \cdot [Cl_2]^\beta}{k [NO_3]^\alpha [Cl_2]^\beta} \quad \frac{5,72 \cdot 10^{-6}}{1,14 \cdot 10^{-5}} = \frac{k 0,5^\alpha 0,25^\beta}{k 0,5^\alpha 0,5^\beta} \quad \frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^\beta \quad \beta = 1 \quad 0,25 \text{ puntos}$$

La ecuación de velocidad: $v = k \cdot [NO]^2 \cdot [Cl_2]$ 0,25 puntos

Orden total: 3 0,25 puntos

- b) Despejando k de cualquier expresión de las tres experiencias:

$$v = k \cdot [NO]^2 \cdot [Cl_2]$$

Para la primera experiencia $1,43 \cdot 10^{-6} = k (0,25)^2 \cdot (0,25)$

$$K = 9,152 \cdot 10^{-5} \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1} \text{ valor } 0,25 \text{ puntos}$$

podemos tomar el valor $9,2 \cdot 10^{-5} \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$ unidades 0,25 puntos

- c) Si añadimos un catalizador la velocidad de la reacción aumenta. **0,25 puntos** La variación de la concentración del **NO afecta más a la velocidad** de la reacción puesto que está elevado al cuadrado. **0,25 puntos**

Si alguien razona adecuadamente el caso de catalizadores positivos y negativos, se considera válido.

PROBLEMA 4

OPCIÓN 4A

A) no son isómeros, son la misma molécula **0,5 puntos**. B) son isómeros de función **0,5 puntos**. C) NO son isómeros porque no tienen la misma fórmula molecular: **0,5 puntos**. D) son isómeros de posición **0,5 puntos**.

OPCIÓN 4B.

a) cetona **0,5 puntos**; b) éter **(0,25 puntos)** y ácido carboxílico **(0,25 puntos)**; c) ácido carboxílico **(0,25 p)** y amina **0,25 puntos**; d) aldehído **0,5 puntos**.

PROBLEMA 5

OPCION 5A

a) De acuerdo a su configuración electrónica:

X^{2+} tiene 18 electrones, luego **Z (X) = 20. Pertenece al periodo 4, grupo 2 o alcalinotérreos. 0,25 puntos**

Y^- tiene 18 electrones, luego **Z (Y) = 17. Pertenece al periodo 3, grupo 17 o halógenos. 0,25 puntos**

b) **r (X) > r (Y)** por tener X su último electrón en una capa más externa que Y, con menor atracción nuclear **0,5 puntos**.

c) **El elemento X es un metal** y presenta **enlace metálico (0,25 puntos)**. El elemento Y es un halógeno y formará moléculas diatómicas **Y₂, con enlace covalente (0,25 puntos)**

d) De acuerdo a sus configuraciones electrónicas se obtendrá el compuesto **XY₂, con formación de enlace iónico** entre los iones X^{2+} e Y^- **(0,25 puntos si sólo ponen la fórmula; 0,25 puntos si indican que el**

enlace es iónico)

OPCION 5B

a)

OCI₂

Cl y O tienden a rodearse de 8 e-. $Cl(Z=17) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; $O(Z=8) 1s^2 2s^2 2p^4$

Vamos a comprobar la disposición de los e- para formar la estructura de Lewis.

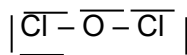
$N=8 \cdot 3=24$ e- necesarios

$V=6+7 \cdot 2=20$ e- de valencia

$C=N-V=24-20=4$ e- compartidos $\Rightarrow$ **2 enlaces**

$S=V-C=20-4=16$ e- solitarios o no enlazantes $\Rightarrow$ **8 pares no enlazantes**

Estructura de Lewis:



0,5 puntos

CH₄

C tiende a rodearse de 8 e- y H tiende a rodearse de 2 e-.

$C(Z=6) 1s^2 2s^2 2p^2$ $H(Z=1) 1s^1$

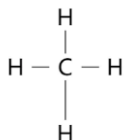
Vamos a comprobar la disposición de los e- para formar la estructura de Lewis.

$N=1 \cdot 8+4 \cdot 2=16$ e- necesarios

$V=4+4 \cdot 1=8$ e- de valencia

$C=N-V=16-8=8$ e- compartidos $\Rightarrow$ **4 enlaces**

$S=V-C=8-8=0$ e- solitarios **no hay pares no enlazantes**

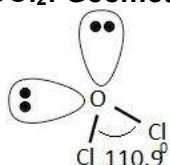


Estructura Lewis:

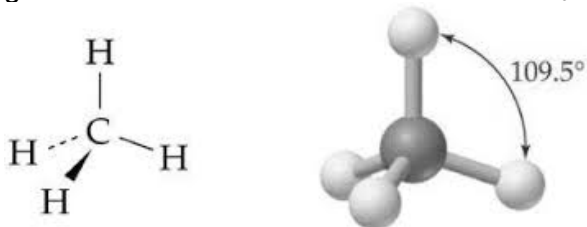
0,5 puntos

b) Geometrías:

OCI₂: Geometría angular AX₂E₂ (0,25 puntos)



CH₄ : El C forma 4 enlaces y no posee pares no enlazantes por tanto tiene disposición tetraédrica y su geometría también será **tetraédrica: AX₄E₀**



0,25 puntos

c) Para que una molécula sea polar tiene que tener enlaces polares (diferencia de electronegatividad) aunque puede tener enlaces polares y ser apolar por geometría.

En la molécula de **OCI₂** existen enlaces polares Cl-O que generan un momento dipolar distinto de cero haciendo que la **molécula sea polar: 0,25 puntos**

En la molécula **CH₄** los enlaces C-H son polares pero dada la geometría de la molécula, los momentos dipolares se anulan haciendo que la molécula sea apolar: **0,25 puntos**