

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD PARA ALUMNOS DE
BACHILLERATO LOE

Septiembre 2012

QUÍMICA. CÓDIGO 160

Opción A:

- Sabiendo que los átomos neutros X, Y, Z tiene las siguientes configuraciones: $X = 1s^2 2s^2 2p^1$; $Y = 1s^2 2s^2 2p^5$; $Z = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 - Indique el grupo y periodo en el que se encuentran (0,5 puntos)
 - Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad (0,5 puntos)
 - ¿Cuál es el de mayor energía de ionización? (0,5 puntos)
- Formule o nombre los siguientes compuestos: sulfuro de hidrógeno; nitrito de plata; clorobenceno; óxido de vanadio (V); ácido 2-metilpentanoico; $CH_3CH_2NHCH_3$; $RbClO_4$; $Mn(OH)_2$; $CH_3CHOHCH_3$ (1,5 puntos)
- Se preparan 100 mL de una disolución de hidróxido amónico diluyendo con agua 2 mL de hidróxido amónico del 30 % en peso y de densidad $0,894 \text{ g mL}^{-1}$. Calcule:
 - La concentración de la disolución diluida (0,75 puntos)
 - El pH de esta disolución ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$) (0,75 puntos)
- Se tiene una disolución acuosa de sulfato de cobre (II).
 - Calcule la intensidad de corriente que se necesita pasar a través de la disolución para depositar 5 g de cobre en 30 minutos (0,75 puntos)
 - ¿Cuántos átomos de cobre se habrán depositado? Datos: $N_A = 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos mol}^{-1}$; $F = 96.500 \text{ culombios mol}^{-1}$ (0,75 puntos)
- Se introduce una mezcla de 0,5 moles de H_2 y 0,5 moles de I_2 en un recipiente de 1 L y se calienta a la temperatura de 430°C . Calcule:
 - Las $[I_2]$ y $[H_2]$ en equilibrio si K_c para $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ es 54,3 (1 punto)
 - El valor de la K_p a esa temperatura (1 punto)
- El dicromato potásico ($K_2Cr_2O_7$), en medio ácido, oxida los iones cloruro hasta cloro reduciéndose a cromo (III).
 - Escriba y ajuste por el método ion-electrón la ecuación iónica que representa el proceso anterior (1 punto)
 - Calcule cuántos litros de cloro, medidos a 20°C y 1,5 atm se pueden obtener si 20 mL de dicromato potásico 0,2 M reaccionan con un exceso de cloruro potásico en medio ácido. Datos: $R = 0,082 \text{ atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ (1 punto)

Datos: Masas atómicas: $Cl = 35,5$; $Cu = 63,5$; $H = 1$; $N = 14$; $O = 16$

Opción B:

1. El sulfuro de hidrógeno puede transformarse en azufre según la reacción sin ajustar:
 $H_2S(g) + O_2(g) \rightleftharpoons S(s) + H_2O(l)$. Las entalpías de formación del sulfuro de hidrógeno (gas) y del agua (líquida) son $-5,3$ y $-68,4$ kcal mol⁻¹, respectivamente. Calcule:
a) La entalpía de la reacción anterior (0,75 puntos)
b) El calor desprendido por tonelada de azufre producido (0,75 puntos)
2. Formule o nombre los siguientes compuestos: hidróxido de calcio; peróxido de litio; monóxido de hierro; metilamina; ácido propanóico; CH₃CHCHCOCH₃; H₃PO₄; CH₃CH₂CONH₂; H₂SO₃; Ca(HCO₃)₂. (1,5 puntos)
3. La sacarosa, C₁₂H₂₂O₁₁, es uno de los alimentos más consumidos. Cuando reacciona con O₂ se forma CO₂ y H₂O desprendiendo 348,9 kJ mol⁻¹ a presión atmosférica. El torrente sanguíneo absorbe, en promedio, 26 moles de O₂ en 24 horas. Con esta cantidad de oxígeno:
a) ¿Cuántos gramos de sacarosa pueden reaccionar al día? (0,75 puntos)
b) ¿Cuántos kJ se producirán en la combustión? (0,75 puntos)
4. Los potenciales estándar de reducción de los pares Zn²⁺/Zn y Fe²⁺/Fe son, respectivamente, -0.76 y -0.44 V.
a) ¿Qué ocurriría si a una disolución de sulfato de hierro (II) le añadimos trocitos de Zn? (0,75 puntos)
b) ¿Y si le añadimos limaduras de Cu? *Dato:* E°(Cu²⁺/Cu) = +0.34 V (0,75 puntos)
5. El ácido nítrico oxida el Cu a Cu²⁺, y se desprenden vapores nitrosos.
a) Escriba la reacción, ajustándola por el método ion-electrón y suponiendo que el único gas que se desprende es el monóxido de nitrógeno (1 punto)
b) Indique qué especie química es el oxidante y cuál es el reductor (0,5 puntos)
c) Calcule la cantidad de ácido nítrico 2 M necesario para disolver 5 g de cobre (0,5 puntos)
6. Se dispone de una disolución acuosa 0.001 M de ácido 2-cloroetanóico cuya constante K_a es 1,3x10⁻³. Calcule:
a) El grado de disociación del ácido (1 punto)
b) El pH de la disolución (0,5 puntos)
c) Los gramos de ácido que se necesitarán para preparar 2 L de esta disolución (0,5 puntos)

Datos: Masas atómicas: C=12; Cu=63,5; H=1; O=16; S=32

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD PARA ALUMNOS DE BACHILLERATO LOE

Septiembre 2012

QUÍMICA. 160

CRITERIOS DE VALORACIÓN

La prueba consta de dos bloques. El primero, Bloque I, está compuesto por cuatro problemas, cuestiones o preguntas cortas. Una de las preguntas de este bloque es de formulación (formular y nombrar). El segundo bloque, Bloque II, consta de dos problemas, cuestiones o preguntas largas. El alumno podrá elegir entre dos opciones.

1. CRITERIOS GENERALES

Se calificará atendiendo a:

- Claridad de comprensión y exposición de conceptos. La falta de argumentación en cuestiones de tipo teórico que deban ser razonadas o justificadas supondrá una puntuación de cero en el correspondiente apartado.
- Uso correcto de la formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- Capacidad de análisis y de relación.
- Planteamiento correcto de los problemas. Los ejercicios numéricos deben resolverse hasta llegar, de forma razonada, a su resultado final expresado en las unidades adecuadas. Los errores de cálculo numérico se penalizarán con un 10 % de la puntuación del apartado correspondiente. En caso de que el resultado obtenido sea tan absurdo que la aceptación del mismo suponga un desconocimiento de conceptos básicos la puntuación será cero.

2. CRITERIOS ESPECÍFICOS

En la siguiente tabla se relacionan los criterios específicos a aplicar en este examen, entendiendo que serán puntos asignados por respuesta correcta

OPCIÓN A			
Pregunta	Concepto	Puntuación parcial	Puntuación máxima
1	Apartado a Apartado b Apartado c	0,5 0,5 0,5	1,5
2	Fórmula o nombre correcto	0,15	1,5
3	Apartado a Apartado b	0,75 0,75	1,5
4	Apartado a Apartado b	0,75 0,75	1,5
5	Apartado a Apartado b	1 1	2
6	Apartado a Apartado b	1 1	2

OPCIÓN B			
Pregunta	Concepto	Puntuación parcial	Puntuación máxima
1	Apartado a Apartado b	0,75 0,75	1,5
2	Fórmula o nombre correcto	0,15	1,5
3	Apartado a Apartado b	0,75 0,75	1,5
4	Apartado a Apartado b	0,75 0,75	1,5
5	Apartado a Apartado b Apartado c	1 0,5 0,5	2
6	Apartado a Apartado b Apartado c	1 0,5 0,5	2

CORRESPONDENCIA CON EL PROGRAMA OFICIAL (Decreto 262/2008, CARM)

OPCIÓN A		
Pregunta	Corresponde al tema	Bloque
1	Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos	Bloque I
2	Introducción a la Química Estudio de algunas funciones orgánicas	
3	Ácidos y bases	
4	Introducción a la electroquímica Introducción a la Química	
5	Cinética química y equilibrio químico	Bloque 2
6	Introducción a la electroquímica Introducción a la Química	

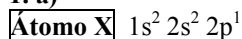
OPCIÓN B		
Pregunta	Corresponde al tema	Bloque
1	Transformaciones energéticas en las reacciones químicas. Introducción a la Química	Bloque I
2	Introducción a la Química Estudio de algunas funciones orgánicas	
3	Introducción a la Química	
4	Introducción a la electroquímica Ácidos y bases	
5	Introducción a la electroquímica Introducción a la Química	Bloque 2
6	Ácidos y bases	

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

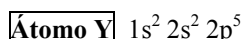
AUTOR: Julio Egea Egea

OPCIÓN A

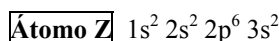
1. a)



Por rellenar la 2ª capa su número de periodo es el 2. Por ser un orbital p, y llenar 1 electrón en el mismo pertenece al grupo 13 pues le faltan 5 electrones para llegar p⁶ (grupo 18) ($18 - 5 = 13$)

Identificación: **B, boro**

Por rellenar la 2ª capa su número de periodo es el 2. Por ser un orbital p, y llenar 5 electrón en el mismo pertenece al grupo 17 pues le falta 1 electrón para llegar p⁶ (grupo 18) ($18 - 5 = 17$)

Identificación: **F, flúor**

Por rellenar la 3ª capa su número de periodo es el 3. Por ser un orbital s, y llenar 2 electrones en el mismo pertenece al grupo 2 metales alcalinotérreos.

Identificación: **Mg, magnesio**

b) La **electronegatividad, EN**, es la capacidad que tiene un elemento de atraer hacia sí el par de electrones del enlace covalente, siendo más electronegativos cuantos más electrones contiene la capa de valencia, por tanto, son los halógenos cuya capa de valencia es $ns^2 np^5$ los más electronegativos, y entre ellos, cuanto menos capas (menor periodo) más fuerza de atracción por parte de los protones a los electrones de la capa, por tanto, de los elementos propuestos el orden de electronegatividad es:



c) La **energía de ionización, EI**, es la energía necesaria para hacer saltar el último electrón de la capa más exterior de un átomo en estado gaseoso y fundamental.

La primera energía de ionización es la energía necesaria para hacer saltar el último electrón de la capa más exterior (capa de valencia) de un átomo determinado, su valor es el menor de todas las demás energías de ionización de dicho átomo pues el electrón de valencia es el que más alejado y por tanto el menos atraído por el núcleo correspondiente.

Los que menor valor de la primera energía de ionización tienen son los metales alcalinos, pues tienen un solo electrón en su última capa, tienen una estructura en su capa de valencia de ns^1 y de ellos es el Fr el que más capas posee y por tanto el que necesitará menos energía para hacer saltar este electrón pues es el más alejado del núcleo.

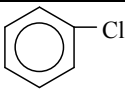
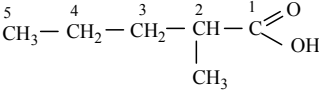
Los que mayor valor de la primera energía de ionización tienen son los halógenos, pues tienen una estructura en su capa de valencia de $ns^2 np^5$ y de ellos es el F el que menos capas posee y, por tanto, el que necesitará más energía para hacer saltar este electrón.

Por todo ello, el que mayor energía de ionización de los propuestos en el enunciado es el **flúor**.

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

2.

Propuestas	Soluciones
Sulfuro de hidrógeno	H ₂ S
Nitrito de plata	AgNO ₂
Clorobenceno	
Óxido de vanadio(V)	Va ₂ O ₅
Ácido 2-metilpentanoico	
CH ₃ CH ₂ NHCH ₃	Etilmetilamina
RbClO ₄	Perclorato de rubidio o tetraoxoclorato(VII) de rubidio
Mn(OH) ₂	Dihidróxido de manganeso
CH ₃ CHOHCH ₃	2-propanol o propan-2-ol o alcohol isopropílico

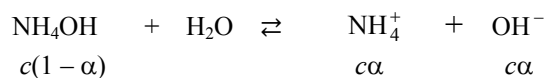
3. a)

A partir de la densidad y de M_m se obtienen los moles de NH₄OH del 30 % en peso:

$$n = 2 \text{ mL de disolución} \cdot \frac{0,894 \text{ g}}{1 \text{ mL de disolución}} \cdot \frac{30}{100} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{35 \text{ g}} = 0,0153 \text{ mol}$$

Los 0,0153 mol se ha diluido en 100 mL por lo que su concentración es:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,0153 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,153 \text{ M}$$

b) El hidróxido amónico es una base débil (el valor de la K_b del enunciado lo indica) y se disocia mediante el siguiente equilibrio en función del grado de disociación α 

$$K_b = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \alpha^2}{(1-\alpha)} \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,153}} = 0,0108, \text{ es decir, } \alpha = 1,08 \%$$

Nota: se ha despreciado α frente a 1 por ser $K_b \leq 10^{-5}$ A partir del grado de disociación α se calcula la concentración de iones OH⁻:

$$[\text{OH}^-] = c\alpha = 0,153 \cdot 0,0108 = 1,65 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log(1,65 \cdot 10^{-3}) = 2,78$$

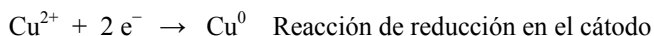
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,78 = \mathbf{11,22}$$

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

4. a) Se resuelve aplicando las leyes de Faraday y se puede razonar de distintas formas:

Calculando los moles de electrones que circulan se tiene:



Es decir, para depositarse 1 mol de Cu se necesita que circulen 2 mol de electrones:

$$5 \text{ g de Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cu}}{63,5 \text{ g de Cu}} \cdot \frac{2 \text{ mol de e}^-}{1 \text{ mol de Cu}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ moles de e}^-} = 15196,85 \text{ C}$$

$$Q = I \cdot t \rightarrow I = \frac{Q}{t} = \frac{15196,85 \text{ C}}{1800 \text{ s}} = 8,44 \text{ C/s} = \mathbf{8,44 \text{ A}}$$

b) Como un mol de sustancia posee el N_A de partículas, se calculan los moles que existen en los 5 g de Cu depositados, y posteriormente el número de átomos de Cu que contienen:

$$n = \frac{m}{M_a} = \frac{5 \text{ g}}{63,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0787 \text{ mol de Cu}$$

$$\frac{\text{Si 1 mol de Cu}}{\text{Contiene } 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{0,0787 \text{ mol de Cu}}{\text{contendrán } x \text{ átomos}}$$

$$\mathbf{x = 4,740 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Cu se han depositado}}$$

5. a) $T = 430 + 273 = 703 \text{ K}$

$V = 1 \text{ L}$	H_2	+	I_2	$\rightleftharpoons$	2 HI
$n_{\text{iniciales}}$	0,5		0,5		
$n_{\text{reaccionantes}}$	x		x		
n_{formados}					$2x$
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,5 - x$		$0,5 - x$		$2x$
$[]_{\text{equilibrio}}$	$\frac{0,5 - x}{1}$		$\frac{0,5 - x}{1}$		$\frac{2x}{1}$

Cálculos:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(2x)^2}{(0,5 - x)(0,5 - x)} = 54,3$$

Resolviendo la ecuación $x = 0,3933$

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Con el valor de x se calculan las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{H}_2] = \frac{0,5 - x}{1} = \frac{0,5 - 0,3933}{1} = 0,1067 \text{ M}$$

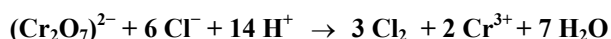
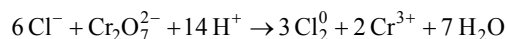
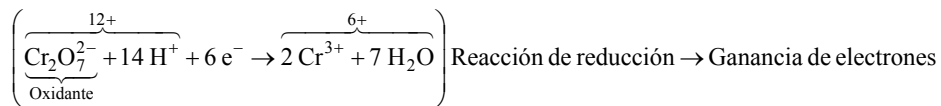
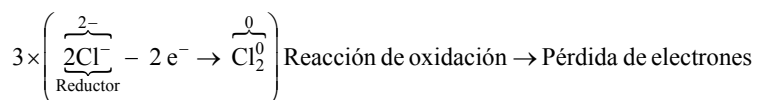
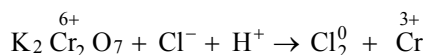
$$[\text{I}_2] = \frac{0,5 - x}{1} = \frac{0,5 - 0,3933}{1} = 0,1067 \text{ M}$$

$$[\text{HI}] = \frac{2x}{1} = \frac{2 \cdot 0,3933}{1} = 0,7866 \text{ M}$$

b) Aplicando la expresión que relaciona ambas constantes, y como la variación del número de moles entre productos y reactivos es nula, se obtiene que las dos constantes tienen el mismo valor.

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_c (RT)^{2-1-1} = K_c (RT)^0 = K_c \cdot 1 \rightarrow K_p = K_c = 54,3$$

6. a)



b) Cálculo de los moles de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ reaccionantes:

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M V = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot (20 \cdot 10^{-3}) \text{ L} = 0,004 \text{ mol}$$

Aplicando la estequiometría se calculan los moles de Cl_2 se obtienen:

$$0,004 \text{ mol de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{3 \text{ mol de } \text{Cl}_2}{1 \text{ mol de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,012 \text{ mol de } \text{Cl}_2$$

Aplicando la ley de los gases ideales se obtiene el volumen solicitado:

$$pV = nRT$$

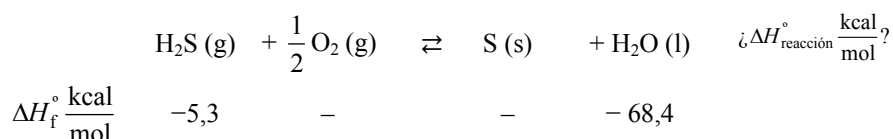
$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,012 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} (20 + 273) \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 0,192 \text{ L}$$

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

OPCIÓN B

1. a) Nota: se resuelve el ejercicio en las unidades de energía del enunciado (kilocalorías), sabiendo que el equivalente mecánico del calor es: 1 caloría = 4, 18 J, se puede resolver en kJ.



$$\sum \Delta H_{\text{productos}}^{\circ} = [(-68,4)] = -68,4 \text{ kcal/mol}$$

$$\sum \Delta H_{\text{reactivos}}^{\circ} = [(-5,3)] = -5,3 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_{\text{reacción}}^{\circ} = \sum \Delta H_{\text{productos}}^{\circ} - \sum \Delta H_{\text{reactivos}}^{\circ} = (-68,4) - (-5,3) = -63,1 \text{ kcal/mol}$$

b) En esta reacción se produce 1 mol de S, es decir, su $M_a = 32 \text{ g}$, por tanto, el calor desprendido al producir una tonelada: $1000 \text{ kg} = 10^6 \text{ g}$:

$$\text{Calor desprendido} = 10^6 \text{ g de S} \cdot \frac{-63,1 \text{ kcal}}{32 \text{ g de S}} = -1971875 \text{ kcal}$$

2.

Propuestas	Soluciones
Hidróxido de calcio	Ca(OH)_2
Peróxido de litio	Li_2O_2
Monóxido de hierro	FeO
Metilamina	$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$
Ácido propanoico	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\overset{\text{O}}{\parallel}}{\underset{\underset{\text{OH}}{ }}{\text{C}}}$
$\text{CH}_3\text{CHCHCOCH}_3$	2-pentanona
H_3PO_4	Ácido ortofosfórico o tetraoxofosfato(V) de hidrógeno
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CONH}_2$	Propanamida
H_2SO_3	Ácido sulfuroso o trioxosulfato(IV) de hidrógeno
$\text{Ca(HCO}_3)_2$	Hidrogenocarbonato de calcio (bicarbonato de calcio)

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

3. a) Reacción ajustada: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 12 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 12 \text{CO}_2 (\text{g}) + 11 \text{H}_2\text{O} \quad \Delta H^\circ_{\text{C}} = -348,9 \text{ kJ mol}^{-1}$

Calculo de los moles de sacarosa que pueden reaccionar con los 26 mol de O_2 :

$$26 \text{ mol de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{12 \text{ mol de O}_2} = 2,1\bar{6} = 2,17 \text{ mol de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$$

Teniendo en cuenta la masa molecular se calculan los gramos de sacarosa que pueden reaccionar al día
 $M_{\text{m}} (\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342 \text{ g mol}^{-1}$

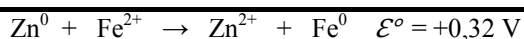
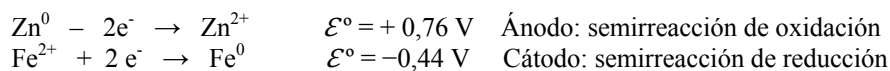
$$m = n M_{\text{m}} = 2,17 \text{ mol} \cdot 342 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 742,14 \text{ g de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$$

b) A partir del calor de reacción se calcula la cantidad desprendida en 2,17 mol de sacarosa:

$$\text{Energía producida} = 2,17 \text{ mol de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot \frac{-348,9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = -757,11 \text{ kJ}$$

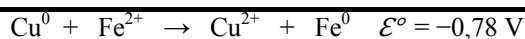
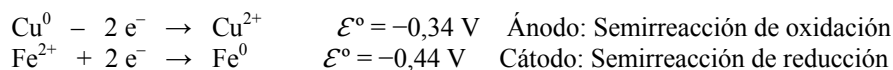
4. Nota: Se plantean las reacciones redox descritas por el enunciado, si el par es de oxidación a su valor de reducción se le cambia el signo, y si el potencial total resultante es positivo, la reacción descrita es espontánea, si es negativo la reacción es no espontánea y se lleva a cabo la inversa:

a) Si se añade Zn^0 la única reacción posible es que se oxide a Zn^{2+} . Es decir, el valor de su par de reducción cambiará de signo:



La reacción **es espontánea** por lo que el Zn se disolverá y el Fe se depositará.

b) Si se añade Cu^0 la única reacción posible es que se oxide a Cu^{2+} . Es decir, el valor de su par de reducción cambiará de signo:

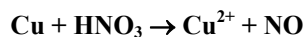


La reacción **no es espontánea** por lo que no se llevará a cabo y no ocurre nada.

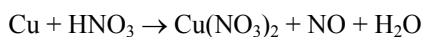
SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

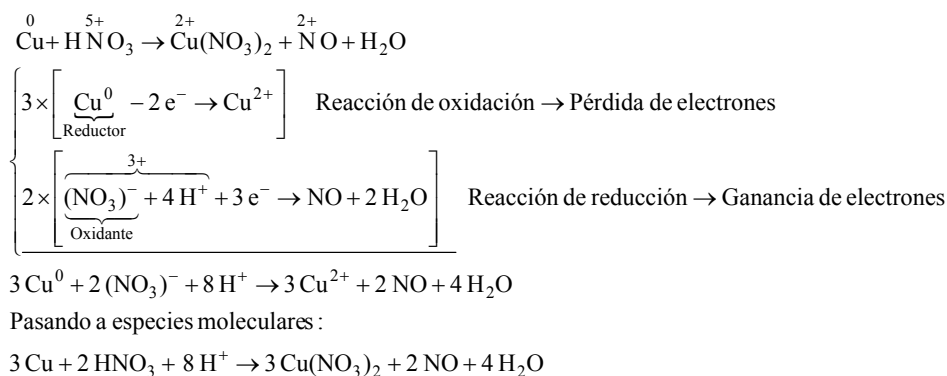
5. a) Se plantea la reacción descrita por el enunciado:



La reacción completa es:



Se ajustan las masas y las cargas aplicando el método solicitado:



Los 8 iones H^+ se adjudican al HNO_3 (2 se transforman en NO y 6 quedan como NO_3^-).

El ajuste definitivo queda:



b) La especie química oxidante es el ion nitrato (NO_3^-), es decir, la molécula de HNO_3 . La especie química que actúa como reductor es el **Cu**.

$$\text{c) } n \text{ de Cu} = \frac{m}{M_a} = \frac{5 \text{ g}}{63,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,874 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Cu}$$

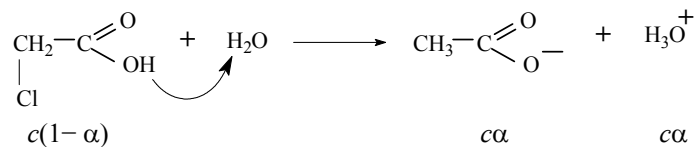
$$7,874 \cdot 10^{-2} \text{ mol de Cu} \cdot \frac{8 \text{ mol de HNO}_3}{3 \text{ mol de Cu}} = 0,21 \text{ mol de HNO}_3$$

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0,21 \text{ mol de HNO}_3}{2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,105 \text{ L de HNO}_3$$

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

6. El estado de equilibrio en función de su grado de disociación es:



$$K_a = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} = 1,3 \cdot 10^{-3} \rightarrow c\alpha^2 + K_a\alpha - K_a = 0$$

$$10^{-3} \cdot \alpha^2 + 1,3 \cdot 10^{-3} \cdot \alpha - 1,3 \cdot 10^{-3} = 0$$

$$\alpha = 0,6624 \rightarrow \alpha = \mathbf{66,24 \%}$$

b) Cálculo de la concentración de iones H_3O^+ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 10^{-3} \cdot 0,6624 = 6,624 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [6,624 \cdot 10^{-4}] = \mathbf{3,178}$$

$$\text{c) } n = MV = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2 \text{ L} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de ácido}$$

$$M_m (\text{ClCH}_2\text{COOH}) = 94,5 \text{ g mol}^{-1}$$

$$m = n M_m = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 94,5 \text{ g mol}^{-1} = \mathbf{0,189 \text{ g de ácido}}$$