



QUÍMICA

Conteste a 4 de los 6 bloques propuestos. La puntuación máxima de cada bloque es 2,5 puntos.

BLOQUE 1

A. Ordene los siguientes átomos: C (Z = 6), Si (Z = 14), Ca (Z = 20) y Sr (Z = 38), en orden creciente de su:

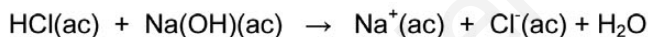
- Primera energía de ionización.
- Primera afinidad electrónica.
- Radio atómico.

Justifique su respuesta. **(1,50 puntos)**

B. En el siguiente grupo de átomos e iones: F (Z = 9), N (Z = 7), S²⁻ (Z = 16), Mg²⁺ (Z = 12), indique aquél que tenga el mayor número de electrones desapareados en su estado fundamental. **(1,00 punto)**

BLOQUE 2

En el laboratorio se desea determinar la variación de entalpía correspondiente a la reacción:



- Dibuje el montaje experimental necesario indicando los nombres de los instrumentos que se deben utilizar. **(0,75 puntos)**
- Al mezclar 50 mL de HCl(ac) 2M, a 20°C, con otros 50 mL de Na(OH)(ac) 2M, a 20°C, la temperatura del sistema varía de 20°C a 39,5°C. Calcule el valor de ΔH para la reacción, en kJ/mol, e indique si la reacción será endotérmica o exotérmica. **(1,75 puntos)**

Datos:

- $C_e(\text{disolución}) \approx C_e(\text{agua}) = 4,18 \text{ kJ/kg K}$.
- Equivalente calorífico en agua del calorímetro ($C_{\text{calorímetro}}$) = $3,8 \times 10^{-2} \text{ kJ/K}$.
- Considere las disoluciones de HCl(ac) y Na(OH)(ac) como diluidas y su densidad igual a la del agua ($1,0 \times 10^3 \text{ kg/m}^3$).

BLOQUE 3

A 35°C La constante K_p para la reacción: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$ tiene un valor de 0,32.

- Calcule el valor de K_c a la misma temperatura. **(0,50 puntos)**
- Si se introducen 0,2 moles de NO_2 en un recipiente vacío de 10L y se calienta a 35°C, determine la composición de la mezcla gaseosa y la presión en el interior del recipiente una vez alcanzado el equilibrio. **(1,50 puntos)**
- Si posteriormente se reduce el volumen a la mitad, manteniendo constante la temperatura, explique de forma cualitativa el sentido en el que va a evolucionar la reacción. **(0,50 puntos)**

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



BLOQUE 4

Se dispone en el laboratorio de 1,00 L de disolución acuosa de ácido acético (CH_3COOH) 0,5M (constante de acidez $1,8 \times 10^{-5}$).

- i. Calcule el grado de disociación del ácido acético, la concentración de las especies presentes y el pH de la disolución. **(1,50 puntos)**
- ii. Otra disolución del laboratorio se obtuvo por dilución de la anterior pero quien la preparó no recuerda la cantidad de agua que añadió a la disolución 0,5M. Para averiguarlo midió el pH de la disolución diluida que resultó ser 3,00. ¿Cuál es la concentración de la disolución diluida? **(1,00 punto)**

BLOQUE 5

Dada la siguiente tabla de potenciales estándar de reducción:

$E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$	$E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$	$E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+})$	$E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-)$
0,77 V	1,51 V	1,33 V	1,36 V

- i. Ordene de mayor a menor fuerza oxidante los siguientes reactivos: cloruro de hierro(III), permanganato de potasio, dicromato de potasio y cloro. ¿Podría el permanganato de potasio oxidar los iones cloruro a cloro? ¿Y el dicromato de potasio? Razone las respuestas. **(0,75 puntos)**
- ii. Escriba la siguiente reacción y ajústela por el método del ión-electrón: Dicromato de Potasio + Cloruro de Hierro(II) + Ácido Clorhídrico \rightarrow Cloruro de Cromo(III) + Cloruro de Hierro(III) + Cloruro de Potasio + Agua **(1,00 punto)**
- iii. Para oxidar el hierro(II) presente en una disolución se necesitaron 20 mL de dicromato de potasio 0,5M. ¿Cuántos gramos de hierro(II) había en dicha disolución? **(0,75 puntos)**

Datos: Masa atómica del hierro (u) = 55,9.

BLOQUE 6

- A. Escriba las fórmulas desarrolladas de los siguientes compuestos orgánicos **(0,75 puntos)**:
 - i. Trimetilamina
 - ii. 2-metil-pentanodial
 - iii. Dietil éter
- B. Escriba y nombre los isómeros geométricos (cis-trans) del alqueno con fórmula molecular C_4H_8 . **(0,75 puntos)**
- C. Escriba y nombre el compuesto que se forma en la reacción de ácido acético con etanol. ¿Qué nombre recibe este tipo de reacción? ¿Por qué? **(1,00 punto)**

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Bloque 1

A Escribimos las configuraciones electrónicas de los átomos:

Átomo	Z	Configuración electrónica del átomo
C	6	1s ² 2s ² 2p ²
Si	14	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²
Ca	20	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²
Sr	38	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ 5s ²

i. La **energía de ionización (EI)** o **potencial de ionización (PI)** es la energía necesaria que hay que proporcionar a un átomo, en estado fundamental y gaseoso, para arrancar el último electrón de una capa de valencia y convertirse en un ion positivo.

El valor de la primera energía de ionización es el menor de todas las demás, pues los electrones de valencia estarán menos atraídos por el núcleo.

Los elementos cuya primera energía de ionización es menor son los metales alcalinos (el de menor energía de ionización es el Fr), y los de mayor valor son los halógenos (el valor más alto lo tiene el F), si se exceptúan los gases nobles. Disminuye en un grupo y aumenta en un mismo período.

De acuerdo con lo anterior, la primera energía de ionización será tanto menor cuanto más alejado esté el electrón del núcleo. Se resume en esta tabla:

Átomo	Sr	Ca	Si	C
Última capa	5s ²	4s ²	3s ² 3p ²	2s ² 2p ²
Energía necesaria	menor			mayor
Orden solicitado (creciente)	Sr < Ca < Si < C			

ii. La **afinidad electrónica (AE)** es la energía que cede o desprende un átomo en estado fundamental y gaseoso cuando recibe un electrón para convertirse en un ion negativo.

Los elementos cuya afinidad electrónica es mayor son los halógenos (F), que son los que captan electrones con mayor facilidad.

Teniendo en cuenta lo anterior, el átomo que tenga los electrones más alejados presentará menor tendencia a captar un electrón. Por tanto, el orden creciente coincide con el de la primera energía de ionización, es decir: Sr < Ca < Si < C.

iii. El **radio atómico** es la distancia que separa el núcleo del átomo de su electrón más periférico. Para conocer su valor, se divide entre dos la distancia que separa los núcleos de dos átomos iguales unidos por un enlace covalente sencillo.

Por ello, los átomos que poseen más capas electrónicas tienen mayor radio atómico; en un grupo, aumenta a medida que descendemos en él.

Átomo	Sr	Ca	Si	C
Número de capas	5	4	3	2
Radio atómico	Mayor			Menor
Orden solicitado (creciente)	C < Si < Ca < Sr			

B En primer lugar, escribimos las configuraciones electrónicas de cada uno de ellos:

Átomo	Z	Iones	N.º de electrones del ion	Configuración electrónica
F	9	—	—	1s ² 2s ² 2p ⁵
N	7	—	—	1s ² 2s ² 2p ³
S	16	S ²⁻	18	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶
Mg	12	Mg ²⁺	10	1s ² 2s ² 2p ⁶

En segundo lugar, aplicamos el principio de llenado o de Aufbau para averiguar qué átomo o ion tiene más electrones desapareados.

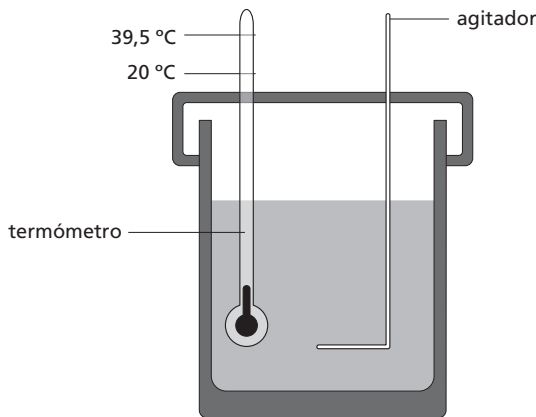
Especies con electrones desapareados	Configuración electrónica de las especies con electrones desapareados				
	Capa	1. ^a		2. ^a	
	Orbital	s	s	p	
F (Z = 9)		↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
N (Z = 7)		↑↓	↑↓	↑	↑

El F posee 1 electrón desapareado en 2p⁵ y el N tiene 3 electrones desapareados en 2p³.

Por tanto, el átomo que tiene un mayor número de electrones desapareados en su estado fundamental es el N (nitrógeno).

Bloque 2

i. El montaje del calorímetro es el siguiente:



Material

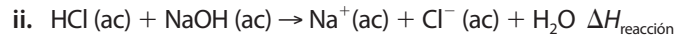
- Frascos contenedores con las disoluciones preparadas (NaOH 2 M y HCl 2 M).
- Pipetas de 50 mL para medir los 50 mL de disolución.
- Dos vasos de precipitados de 100 mL para poner en ellos las disoluciones.
- Estufa con termostato regulable.
- Un calorímetro compuesto por vaso aislado, tapadera aislada, termómetro y agitador.

Procedimiento

- 1.º Con la pipeta se toman los 50 mL de cada disolución y se ponen en los respectivos vasos de precipitados de 100 mL, que se etiquetan.
- 2.º Se introduce en la estufa el calorímetro con todos sus componentes (vaso, tapadera, agitador y termómetro) y los dos vasos de precipitados que contienen las respectivas disoluciones. Si se puede situar verticalmente el vaso del calorímetro en la estufa, en él se pondrá una de las disoluciones.
- 3.º Se cierra la estufa y se regula el termostato a 20 °C; se mantienen los materiales el tiempo necesario hasta que la temperatura sea constante a 20 °C.
- 4.º Cuando todos los elementos han adquirido los 20 °C, y con la mayor rapidez posible, se saca el vaso del calorímetro (que contiene 50 mL de una de las disoluciones) y sobre él se vierte la otra disolución. Toda la operación se realizará en el menor tiempo posible. Se cierra el calorímetro con su tapadera, donde se encuentran alojados el termómetro y el agitador.
- 5.º Se agitan las disoluciones y se espera hasta que la temperatura interior sea constante, lo cual se sabe porque el termómetro del calorímetro, al cabo de un cierto tiempo, se mantiene en un determinado valor (valor máximo adquirido); en este caso, 39,5 °C.

Si el experimento se realiza a temperatura ambiente se puede prescindir de la estufa, pues todos los materiales y disoluciones estarán a dicha temperatura.

Como el calorímetro no es un sistema absolutamente aislado, con el paso del tiempo perderá calor, que pasará al entorno, y la temperatura interna disminuirá.



$$M_{\text{ácido}} = \frac{n}{V} \Rightarrow n_{\text{ácido}} = MV = 2 \text{ mol/L} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,1 \text{ mol de HCl}$$

$$M_{\text{base}} = \frac{n}{V} \Rightarrow n_{\text{base}} = MV = 2 \text{ mol/L} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,1 \text{ mol de NaOH}$$

Las cantidades mezcladas son estequiométricas:

Mezcla	HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H ₂ O
$n_{\text{reaccionantes}}$	0,1		0,1		–		–
n_{finales}	0		0		0,1		0,1
$n_{\text{sin reaccionar}}$	0		0		–		–

- El experimento tiene lugar a presión constante.
- La temperatura pasa de 20 °C a 39,5 °C, por tanto: $\Delta T = 39,5 \text{ °C} - 20 \text{ °C} = 19,5 \text{ °C} \Rightarrow 19,5 \text{ K}$
- Esta reacción es exotérmica porque desprende una determinada cantidad de calor que se invierte en aumentar la temperatura de la masa total reaccionante y del calorímetro.
- Transformación de unidades de densidad: $1,0 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3 \cdot 1000 \text{ g/kg} \cdot 1 \text{ m}^3/1000 \text{ dm}^3 = 1,0 \cdot 10^3 \text{ g/dm}^3 = 1,0 \text{ g/cm}^3$
- Con la densidad se calcula la masa total de la mezcla reaccionante, pues los volúmenes de ambas disoluciones, ácida y básica, son aditivos, ya que poseen la misma densidad. Por ello, el volumen de la mezcla será de 100 cm³, y el cálculo de su masa: $\rho = m/V \Rightarrow m = \rho V = 1 \text{ g/cm}^3 \cdot 100 \text{ cm}^3 = 100 \text{ g}$
- Además, se lleva a cabo en un calorímetro, ya que absorbe en el experimento $3,8 \cdot 10^{-2} \text{ kJ/K}$, y este calor también lo proporciona el calor de la reacción. Por tanto, se puede decir que:

$$\text{calor de reacción} = \text{calor ganado por la masa de reacción} + \text{calor ganado por el calorímetro}$$

Por ello:

$$Q_{\text{reacción}} = Q + Q_c$$

$$Q = mc_e \Delta T$$

$$Q_c = c_{\text{calorímetro}} \Delta T$$

$$Q = mc_e \Delta T = 0,10 \text{ kg} \cdot 4,18 \text{ kJ/kg K} \cdot 19,5 \text{ K} = 8,151 \text{ kJ}$$

$$Q_{\text{calorímetro}} = c_{\text{calorímetro}} \Delta T = 3,8 \cdot 10^{-2} \text{ kJ/K} \cdot 19,5 \text{ K} = 0,741 \text{ kJ}$$

$$Q_{\text{calorímetro}} = 0,741 \text{ kJ}$$

$$Q_{\text{reacción}} = Q + Q_c = 8,151 + 0,741 = 8,892 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = 8,892 \text{ kJ para } 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{Para } 1 \text{ mol será: } \Rightarrow \Delta H = 88,92 \text{ kJ/mol}$$

Bloque 3

i. Teniendo en cuenta la relación entre las constantes K_c y K_p , que es $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, y calculando la diferencia entre el número de moles de los productos y de los reactivos, se tiene que:

$$\Delta n = \sum n_{\text{productos}} - \sum n_{\text{reactivos}} = 2 - 1 = 1$$

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0,32}{(0,082 \cdot 308)^1} = 0,0127 \Rightarrow K_c = 0,0127$$

ii. Por realizar la experiencia a la temperatura del enunciado (35 °C), las constantes K_c y K_p poseen, cada una de ellas, el mismo valor que en el primer caso:

	$N_2O_4(g)$	\rightleftharpoons	$2 NO_2(g)$
$n_{\text{iniciales}}$	—		0,2
$n_{\text{reaccionantes}}$	—		x
n_{formados}	$\frac{x}{2}$		
$n_{\text{equilibrio}}$	$\frac{x}{2}$		$0,2 - x$
$[]_{\text{equilibrio}}$	$\frac{x}{2 \cdot 10}$		$\frac{0,2 - x}{10}$

Cálculo de los moles en el equilibrio:

$$n_{\text{equilibrio}} = \frac{x}{2} + 0,2 - x = 0,2 - \frac{x}{2}$$

Cálculo de las concentraciones en el equilibrio:

$$[N_2O_4] = \frac{x}{2 \cdot 10}; [NO_2] = \frac{0,2 - x}{10}$$

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{0,2 - x}{10}\right)^2}{\frac{x}{2 \cdot 10}} = 0,0127$$

$$x^2 - 0,4635x + 0,04 = 0$$

Resolviendo la ecuación, el valor con significado químico es $x = 0,115$ mol.

De este valor de x se deducen los moles en el equilibrio de las sustancias.

Los moles de N_2O_4 en el equilibrio son:

$$n_{N_2O_4} = \frac{x}{2} = \frac{0,115}{2} = 0,0575 \text{ mol de } N_2O_4$$

Los moles de NO_2 en el equilibrio son:

$$n_{NO_2} = 0,2 - x = 0,2 - 0,115 = 0,085 \text{ mol de } NO_2$$

Los moles totales en el equilibrio son:

$$n_{\text{totales}} = 0,0575 + 0,085 = 0,1425 \text{ mol}$$

Cálculo de las fracciones molares:

$$\chi_{N_2O_4} = \frac{0,0575}{0,1425} = 0,4035 \Rightarrow 40,35\%$$

$$\chi_{NO_2} = \frac{0,085}{0,1425} = 0,5964 \Rightarrow 59,64\%$$

La composición de la mezcla gaseosa consiste en un 40,35 % de N_2O_4 y un 59,64 % de NO_2 .

Cálculo de la presión total:

$$pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V} = \frac{0,1425 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 308 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 0,36 \text{ atm}$$

iii. Para resolver el ejercicio se aplicará el principio de Le Châtelier: «El equilibrio ante una perturbación externa evolucionará en el sentido que se oponga a dicha perturbación para alcanzar un nuevo equilibrio».

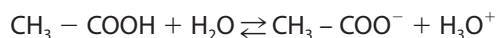
$N_2O_4(g)$	\rightleftharpoons	$2 NO_2(g)$
reactivos		productos
1 mol		2 mol
p_p reactivos	$<$	p_p productos

Evolución: hacia los reactivos.

Si se mantiene la temperatura, las constantes son las mismas, y ante una reducción del volumen (a la mitad), la presión aumenta (el doble). Ante un aumento de presión, este equilibrio evolucionará en el sentido de contrarrestar dicho aumento, o sea hacia donde hay menor presión. Eso ocurre en la zona de los reactivos, pues allí hay un mol y la presión parcial de estos es menor que la de los productos, donde hay 2 mol. Por ello, el equilibrio se desplazará hacia los reactivos: se generará más $N_2O_4(g)$.

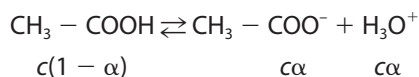
Bloque 4

i. Por ser un ácido débil (se sabe por su K_a), la ecuación de su equilibrio de disociación será:



$n_{\text{iniciales}}$	n_0	—	—
$n_{\text{reaccionantes}}$	$n_0\alpha$	—	—
n_{formados}		$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n_0 - n_0\alpha$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
$[]_{\text{equilibrio}}$	$\frac{n_0(1 - \alpha)}{V}$	$\frac{n_0\alpha}{V}$	$\frac{n_0\alpha}{V}$
	$c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

También se puede partir directamente del estado de equilibrio:



La relación entre la K_a y el grado de disociación es:

$$K_a = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1 - \alpha)} \Rightarrow K_a = c\alpha^2$$

Como la α del denominador se puede despreciar frente al 1:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,5}} = 0,006$$

Está disociado un 0,6 %.

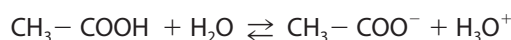
Cálculo de la concentración de iones H^+ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 0,5 \cdot 0,006 = 0,003 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3 - \text{COO}^-] = c\alpha = 0,5 \cdot 0,006 = 0,003 \text{ M}$$

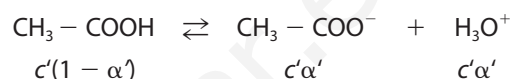
$$[\text{CH}_3 - \text{COOH}] = c(1 - \alpha) = 0,5(1 - 0,006) = 0,497 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,003) = 2,523 \Rightarrow \text{pH} = 2,523$$



$[]_{\text{equilibrio}}$	$\frac{n_0(1 - \alpha)}{V}$	$\frac{n_0\alpha}{V}$	$\frac{n_0\alpha}{V}$
	$c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$
	0,497 M	0,003 M	0,003 M

ii. Como la disolución anterior se ha diluido, la concentración es menor y el grado de disociación cambia; lo que no varía es la K_a , y las especies se mantienen en un nuevo equilibrio:



Si se tiene en cuenta el concepto de pH, los cálculos son:

$$\text{Como } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog} [-\text{pH}]$$

$$\text{Para } \text{pH} = 3,00 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog} [-3,00] = 0,001 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c'\alpha' = 0,001 \text{ M}$$

De la expresión de K_a se puede deducir el nuevo valor de α :

$$K_a = c'\alpha'\alpha' \Rightarrow \alpha' = \frac{K_a}{c'\alpha'} = \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{10^{-3}} = 1,8 \cdot 10^{-2}$$

Con este valor se puede calcular la concentración del ácido diluido:

$$K_a = c'\alpha'^2 \Rightarrow c' = \frac{K_a}{\alpha'^2} = \frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{(1,8 \cdot 10^{-2})^2} = 0,0555 \text{ M}$$

La concentración de la disolución diluida es 0,0555 M.

Bloque 5

i. En la serie de potenciales de reducción, el poder oxidante es tanto mayor cuanto mayor es el valor del potencial del par comparado.

Por tanto, ordenando los pares dados, por poder oxidante de mayor a menor queda:



Se plantea la reacción solicitada en el enunciado, el paso de iones Cl^- a Cl_2 . Estos serán oxidados o no, y calculando el potencial total de los pares enfrentados se verá si se produce espontáneamente o no:

- Si la $\epsilon^\circ > 0$, la reacción es espontánea.
- Si la $\epsilon^\circ < 0$, la reacción no es espontánea. La reacción espontánea que se producirá es la inversa.

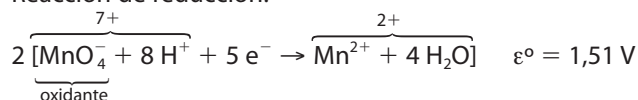
• $(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$ y $(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-)$:

El par que se plantea como oxidación cambia el signo del valor de su potencial:

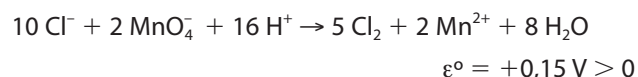
Reacción de oxidación:



Reacción de reducción:



Sumamos las dos reacciones anteriores:



Como ϵ° tiene valor positivo, la reacción planteada es espontánea y, por tanto, el K_2MnO_4 oxida los iones cloruro a cloro.

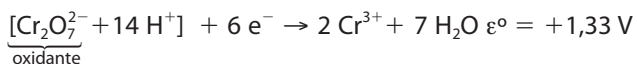
● $(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+})$ y $(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-)$

Se plantea el par del cloro como lo propone el enunciado, es decir, como oxidación, para calcular si el valor total de la ϵ° es positivo o negativo:

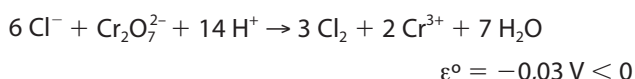
Reacción de oxidación (el Cl^- se oxida):



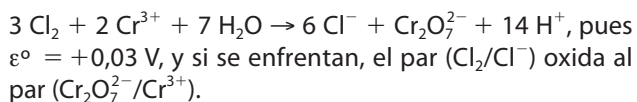
Reacción de reducción:



Sumamos las dos reacciones anteriores:

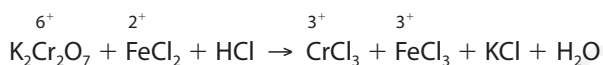


Como ϵ° tiene valor negativo, la reacción planteada no es espontánea y, por tanto, el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ no puede oxidar los iones cloruro a cloro. La reacción que se produce es la inversa, es decir:

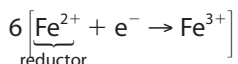


ii. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

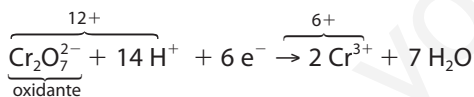
Vemos qué sustancias se han oxidado y cuáles se han reducido:



Reacción de oxidación:



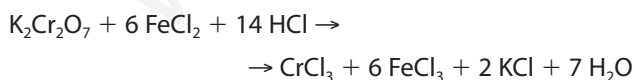
Reacción de reducción:



Sumamos las dos reacciones anteriores:



Los 14 iones $[\text{H}^+]$ se van a utilizar en el HCl. Pasando los iones a las especies moleculares de procedencia, ajustando las especies que no han intervenido (KCl) y reordenando el ajuste definitivo, queda:



iii. El experimento descrito es una valoración redox, donde se enfrenta un oxidante con un reductor. Los cálculos se pueden realizar de dos formas diferentes:

1.ª forma: teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción que con anterioridad se ha ajustado, donde se observa que por cada mol de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ se necesitan 6 mol de FeCl_2 , es decir:

$$\frac{n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{n_{\text{Fe}^{2+}}} = \frac{1}{6}$$

Cálculo de los moles de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que reaccionan:

$$n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = VM = 0,02 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ mol/L} = 0,01 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Fe}^{2+}} = 0,01 \text{ mol de } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \cdot \frac{6 \text{ mol de } \text{Fe}^{2+}}{1 \text{ mol de } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 0,06 \text{ mol de } \text{Fe}^{2+}$$

Razonamiento proporcional:

$$\frac{\text{si 1 mol de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ reacciona con 6 mol de } \text{Fe}^{2+}}{0,01 \text{ mol de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ reaccionarán con } x \text{ mol de } \text{Fe}^{2+}} =$$

$$x = 0,06 \text{ mol de } \text{Fe}^{2+}$$

$$m_{\text{Fe}^{2+}} = nM = 0,06 \text{ mol} \cdot 55,9 \text{ g/mol} = 3,354 \text{ g de } \text{Fe}^{2+}$$

2.ª forma: utilizando el concepto de normalidad

Se puede demostrar que:

$$N = M \cdot \text{valencia}$$

donde, la valencia es el número de electrones intercambiados en la reacción redox.

Los electrones intercambiados en el ajuste redox son:

$$N = M \cdot \text{valencia} = 0,5 \cdot 6 = 3,0 \text{ N}$$

En la volumetría se cumple que:

$$\text{n}^\circ \text{ de eq del oxidante} = \text{n}^\circ \text{ de eq del reductor}$$

$$N_{\text{oxidante}} V_{\text{oxidante}} = N_{\text{reductor}} V_{\text{reductor}}$$

$$\text{n}^\circ \text{ de eq del oxidante} = N_{\text{oxidante}} V_{\text{oxidante}} = 3 \cdot 0,02 = 0,06$$

$$\text{n}^\circ \text{ de eq del reductor} = 0,06$$

Cálculo de la masa de un equivalente químico del reductor, 1 electrón intercambiado:

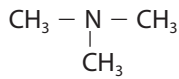
$$M_{\text{equivalente}} = \frac{M_{\text{Fe}}}{\text{valencia}} = \frac{55,9}{1 e^- \text{ intercambiado}} = 55,9 \text{ g}$$

$$m = \text{n}^\circ \text{ eq} \cdot M_{\text{equivalente}} = 0,06 \text{ eq} \cdot 55,9 \text{ g/1 eq} = 3,354 \text{ g de reductor}$$

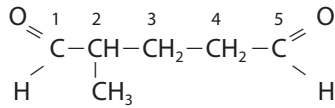
En la disolución había 3,354 g de Fe(II) .

Bloque 6

A i. Trimetilamina:



ii. 2-metil-pentanodial:

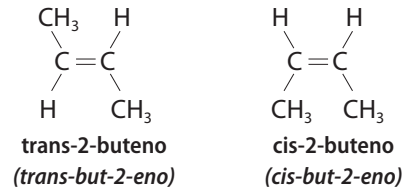


iii. Dietiléter:



B Tienen isomería geométrica aquellos compuestos que poseen doble enlace en cuyos carbonos hay al menos un sustituyente igual en cada uno de ellos; como el doble enlace no permite la rotación, el sustituyente igual puede encontrarse al mismo lado del plano nodal que pasa por el doble enlace (isómero cis), o bien encontrarse alternados respecto de dicho plano (isómero trans).

Los isómeros geométricos de C_4H_8 son:



También se puede encontrar isomería geométrica en los enlaces sencillos en un cíclico.

C Se trata de una reacción de esterificación porque se forma un éster:

