



Prueba de Acceso a la Universidad de Extremadura

Curso 2008 – 2009

Asignatura: QUÍMICA

Tiempo máximo de la prueba: UNA HORA Y MEDIA

Opción A

- 1) a) Se preparan disoluciones acuosas de $\text{CH}_3 - \text{COONa}$ y NH_4NO_3 . Indique razonadamente el carácter ácido, básico o neutro que presentarán esas disoluciones.
- b) ¿Qué sustancias son bases según la teoría de Brønsted-Lowry? Ponga un ejemplo.
- Constantes de ionización: $\text{CH}_3 - \text{COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $\text{NH}_4\text{OH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$
- 2) a) La obtención de oxígeno al calentar clorato potásico, según la reacción $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$, ¿es una oxidación o una reducción? Razone la respuesta.
- b) Explique brevemente por qué el átomo de carbono actúa generalmente como tetravalente.
- Nº atómico del C: 6
- 3) A un vaso de precipitados que contiene 7,6 g de aluminio se le añaden 100 mL de un HCl comercial del 36% en peso y densidad $1,18 \text{ g/cm}^3$, obteniéndose AlCl_3 y H_2 .
- a) Indique cuál es el reactivo limitante.
- b) Calcule qué volumen de hidrógeno se obtiene si el proceso se realiza a 25°C y 750 mm de Hg.
- 4) Se desea determinar el valor de K_c para la reacción $2 \text{AB}_{(g)} \leftrightarrow 2 \text{A}_{(g)} + \text{B}_{2(g)}$. Para ello se introducen 2 moles de AB en un recipiente de 2 L de capacidad, encontrándose que, una vez alcanzado el equilibrio, el número de moles de A existentes es 0,06.
- a) Determine la composición de la mezcla una vez alcanzado el equilibrio.
- b) Calcule el valor de K_c para dicho equilibrio.
- 5) La gasolina puede ser considerada como una mezcla de octanos (C_8H_{18}). Sabiendo las entalpías estándar de formación: $\text{H}_2\text{O}_{(g)} = -242 \text{ kJ/mol}$, $\text{CO}_{2(g)} = -\text{kJ/mol}$ y $\text{C}_8\text{H}_{18(l)} = -250 \text{ kJ/mol}$
- a) Escriba la reacción de combustión y calcule su entalpía.
- b) Calcule la entalpía liberada en la combustión de 5 L de gasolina cuya densidad es de 800 Kg/m^3 .

Masas atómicas: Al = 26,7 H = 1,0 Cl = 35,5 C = 12,0
R = $0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$



Opción B

- 1) a) Escriba la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones siguientes: N^{3-} , Mg^{2+} , Cl^- , K^+ y Fe .
- b) ¿Cuáles de ellos son isoelectrónicos? ¿Existen en algún caso electrones desapareados?
- Números atómicos: $N = 7$, $Mg = 12$, $Cl = 17$, $K = 19$, $Fe = 26$
- 2) La combustión de 6,26 g de un hidrocarburo (sólo contiene C e H) ha producido 18,36 g de CO_2 y 11,27 g de agua. Por otra parte, se ha comprobado que esos 6,26 g ocupan un volumen de 4,67 litros en condiciones normales. Halle las fórmulas empírica y molecular de dicho hidrocarburo.
- 3) El cloro se obtiene en el laboratorio según la reacción $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
- a) Ajuste la reacción molecular por el método del ión-electrón.
- b) Calcule el volumen de ácido clorhídrico 0,2 M que es necesario utilizar para obtener 100 L de cloro medidos a 20 °C y 760 mm de Hg.
- 4) Se dispone de una disolución acuosa que en el equilibrio tiene 0,2 M de $H-COOH$ (ácido fórmico), cuya concentración en protones es 10^{-3} M.
- a) Calcule qué concentración de ión formiato tiene dicha disolución. (K_a ácido fórmico = $2 \cdot 10^{-3}$)
- b) ¿Cuántos mililitros de HCl 0,1 M habría que tomar para preparar 100 mL de una disolución del mismo pH que la disolución de ácido fórmico?.
- 5) Escriba las formulas semidesarrolladas e indique el tipo de isomería que presentan entre sí las siguientes parejas de compuestos:
- a) Propanal y propanona. b) 2,3-dimetilbutano y 3-metilpentano.

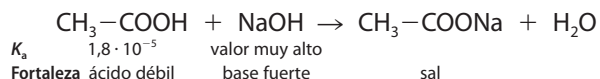
Masas atómicas $H = 1,0$ $O = 16,0$ $C = 12,0$
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \text{ mol}^{-1} K^{-1}$

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Opción A

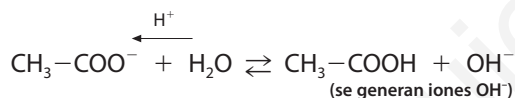
1 a) El $\text{CH}_3\text{-COONa}$ es una sal procedente de un **ácido débil** ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) y de una **base fuerte** (NaOH). La reacción de obtención de esta sal es:



Cuando se disuelve el acetato de sodio en agua se produce la siguiente reacción de disociación:

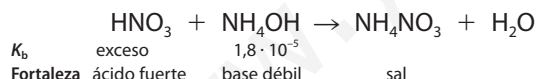


- El Na^+ es un ácido muy débil pues, es el conjugado del NaOH que es una base muy fuerte. Por tanto, el Na^+ no tiene capacidad de reaccionar con el H_2O , es decir, **no produce reacción de hidrólisis**.
- El $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ es una base muy fuerte, pues se trata de la conjugada del ácido acético (o ácido etanoico), que es un ácido muy débil ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$). Por tanto, el $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ tiene capacidad para reaccionar con el H_2O , es decir, produce la reacción de hidrólisis siguiente:



Esta reacción produce un exceso de iones OH^- en la disolución que adquiere un **pH básico**.

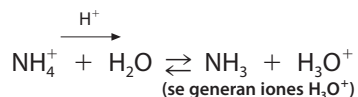
El NH_4NO_3 es una sal procedente de un **ácido fuerte** (HNO_3) y de una base débil (NH_4OH). La reacción de obtención de esta sal es:



Cuando se disuelve el nitrato de amonio en agua se produce la siguiente reacción de disociación:



- El NO_3^- es una base muy débil, pues es la conjugada del HNO_3 que es un ácido muy fuerte. Por tanto, el NO_3^- no tiene capacidad de reaccionar con el H_2O , es decir, **no produce reacción de hidrólisis**.
- El NH_4^+ es un ácido muy fuerte, pues se trata del conjugado del amoníaco (hidróxido de amonio) que es una base muy débil ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$). Por tanto, el NH_4^+ tiene capacidad para reaccionar con el H_2O , es decir, produce la reacción de hidrólisis siguiente:

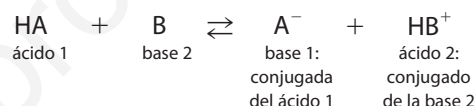


Esta reacción produce un exceso de iones H_3O^+ en la disolución que adquiere un **pH ácido**.

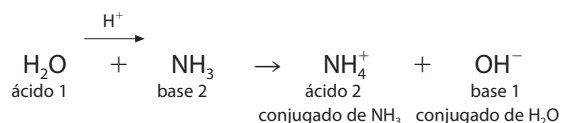
b) Bases de Brønsted-Lowry: son aquellas especies químicas que aceptan protones H^+ .

Ácidos de Brønsted-Lowry: son aquellas especies químicas que ceden protones H^+ .

De este concepto se deduce que si una especie química (HA) la especie resultante (A^-) cede un protón, se convierte automáticamente en una especie que *aceptará protones*, es decir, en la base conjugada del ácido. Igual ocurre con las bases, de forma que se establece un sistema doble de ácido-base conjugado.



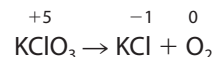
Aplicando los conceptos anteriores al caso del amoníaco, se deduce que este es una base frente al agua:



2 a) La reacción: $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$

Se define como **reacciones de reducción** aquellas en las que existe una ganancia de electrones en el término de los reactivos (como ocurre en la experiencia descrita), lo que implica una reducción de cargas positivas.

También hay una disminución de carga de oxígeno en la especie química que sufre la reducción:



Por todas las razones anteriores, la reacción propuesta es una **reacción de reducción**. Siempre que se produce una reacción de reducción, se produce la correspondiente de oxidación (pérdida de electrones).

b) El átomo de C posee 6 electrones y su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^2$. Como en la capa de valencia contiene 4 electrones, son estos los que generalmente participan en el enlace covalente. Se explica mediante la **teoría de la hibridación**:

En la configuración del átomo de C en su estado fundamental, la capa externa $2s^2 2p^2$ tiene 2 electrones desapareados. Puede promocionar un electrón del subnivel $2s$ al subnivel $2p$, con lo que la configuración de dicha capa queda como $2s^1 p_x^1 p_y^1 p_z^1$. Con esta nueva distribución se configurarán los posibles orbitales híbridos de este átomo: sp , sp^2 y sp^3 .

Se entiende por **hibridación** la transformación de orbitales atómicos puros (s, p, d, f) y distintos energética y geoméricamente en otros denominados **orbitales híbridos** (sp, sp², sp³), que son isoenergéticos (los electrones alojados en esos orbitales tienen la misma energía).

Por tanto, los orbitales híbridos que se forman son:

- Dos orbitales híbridos **sp** (combinación de un orbital atómico s con otro p) que se disponen en el espacio en forma lineal.
- Tres orbitales híbridos **sp²** (combinación de un orbital atómico s con dos p) que se dirigen hacia los vértices de un triángulo equilátero.
- Cuatro orbitales híbridos **sp³** (combinación de un orbital atómico s con tres p) que se dirigen hacia los vértices de un tetraedro regular.

En el caso del carbono, en todos los tipos de enlace covalente (simple, doble o triple) participan los cuatro electrones de valencia por lo que el carbono presenta generalmente **tetravalencia**.

- 3 a) Se plantea la reacción descrita en el enunciado, se ajusta y se puede realizar una tabla con los datos estequiométricos y los del ejercicio:

Reacción ajustada	2 Al + 6 HCl	→	2 AlCl₃ + 3 H₂
M (uma)	26,7	36,5	133,2 2
M reaccionante (g)	53,4	219	266,4 6
Datos	7,6 g	100 mL	
		36 %	
		1,18 g/mL	

Se calculan los moles reaccionantes:

$$\text{Moles de Al: } n = \frac{m}{M_{\text{Al}}} = \frac{7,6 \text{ g}}{26,7 \text{ g/mol}} = 0,2846 \text{ mol de Al}$$

Moles de HCl: este cálculo se puede realizar por cualquier método: por factores de conversión o por la molaridad. A partir de los datos del ejercicio:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V = 1,18 \text{ g/cm}^3 \cdot 100 \text{ cm}^3 = 118 \text{ g de HCl en los 100 mL}$$

$$m \text{ de HCl puro en 100 mL} = 118 \text{ g} \cdot 0,36 = 42,48 \text{ g}$$

$$n \text{ de HCl en 100 mL} = \frac{m}{M_{\text{HCl}}} = \frac{42,48 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 1,1638 \text{ mol de HCl}$$

- Por factores de conversión:

$$100 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1,18 \text{ g de disolución}}{\text{cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{36 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} = 1,1638 \text{ mol de HCl}$$

- A partir de la **molaridad** del ácido dado:

$$M = \frac{r (\% \text{, riqueza en tanto por uno}) \cdot \rho (\text{g/L})}{M_{\text{HCl}}} = \frac{0,36 \cdot 1180 \text{ g/L}}{36,5 \text{ g/mol}} = 11,638 \text{ mol/L} = 11,638 \text{ M}$$

$$n \text{ de HCl en 100 mL} = VM = 0,1 \text{ L} \cdot 11,638 \text{ M} = 1,1638 \text{ mol}$$

Para calcular el reactivo limitante (el que se consume totalmente), se puede resolver teniendo en cuenta la estequiometría (o por **razonamiento proporcional**):

$$\frac{\text{si 2 mol de Al reaccionan con 6 mol de HCl}}{\text{0,2846 mol de Al reaccionarán con } x \text{ mol de HCl}} = x = 0,8538 \text{ mol de HCl}$$

O bien, por **factores de conversión**:

$$0,2846 \text{ mol de Al} \cdot \frac{6 \text{ mol de HCl}}{2 \text{ mol de Al}} = 0,8538 \text{ mol de HCl}$$

que son los que se consumen en la reacción.

Como se han puesto 1,1638 de HCl, y solo se necesitan 0,8538 mol del ácido para reaccionar con los 0,2846 mol de aluminio, se deduce que el **reactivo limitante es el Al**.

Por lo que los moles sobrantes de HCl son:

$$1,1638 \text{ mol iniciales} - 0,8538 \text{ mol necesarios} = 0,31 \text{ mol de HCl}$$

- b) Para calcular el volumen se parte del reactivo limitante y se tiene en cuenta la estequiometría del proceso. Se aplicará la ley de los gases ideales:

$$pV = nRT$$

Por estequiometría, por cada dos moles de Al se obtienen 3 mol de H₂.

Por tanto:

$$0,2846 \text{ mol de Al} \cdot \frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de Al}} = 0,4269 \text{ mol de H}_2$$

También se podría resolver por razonamiento proporcional.

Aplicando la ley de gases:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,4269 \text{ mol de H}_2 \cdot 0,082 \text{ atm L/K mol} \cdot 298 \text{ K}}{\frac{750}{760} \text{ atm}} = 10,57 \text{ L} \approx 10,6 \text{ L de H}_2$$

En las condiciones solicitadas se obtienen 10,6 L de H₂.

- 4 a) Se trata de un ejercicio de equilibrio químico. Se colocan los datos del enunciado debajo de cada componente en la reacción, la estequiometría de los moles reaccionantes y formados, y los del equilibrio:

$V = 2 \text{ L}$	2 AB (g)	\rightleftharpoons	2 A (g)	+	$\text{B}_2 \text{ (g)}$
n_i	2		-		-
n_r	$2x$		-		
n_f	-		$2x$		x
n_{eq}	$2 - 2x = 1,94$		$2x = 0,06$		$x = 0,03$
$[]_{\text{eq}}$	[AB]		[A]		[B ₂]
χ	χ_{AB}		χ_{A}		χ_{B}

Se puede calcular x a partir de los datos de A en el equilibrio:

$$2x = 0,06 \Rightarrow x = 0,06/2 = 0,03 \text{ mol}$$

Cálculo de los moles de las sustancias que están en equilibrio:

$$n_{\text{AB}} = 2 - 2x = 2 - 0,06 = 1,94 \text{ mol}$$

$$n_{\text{A}} = 2x = 0,06 \text{ mol}$$

$$n_{\text{B}_2} = 0,03 \text{ mol}$$

$$n_{\text{T eq}} = 2 - 2x + 2x + x =$$

$$= 1,94 + 0,06 + 0,03 = 2,03 \text{ mol}$$

Cálculo de las respectivas fracciones molares y su porcentaje (tanto por ciento):

$$\chi_{\text{AB}} = \frac{1,94}{2,03} = 0,9556 \Rightarrow 95,56\%$$

$$\chi_{\text{A}} = \frac{0,06}{2,03} = 0,0295 \Rightarrow 2,95\%$$

$$\chi_{\text{B}_2} = \frac{0,03}{2,03} = 0,0147 \Rightarrow 1,47\%$$

Por ello, el equilibrio tiene la siguiente composición el 95,56 % de AB, el 2,95 % de A y el 1,47 % de B.

- b) Para saber K_c se procede al cálculo de las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{AB}] = 1,94/2 = 0,97 \text{ M}$$

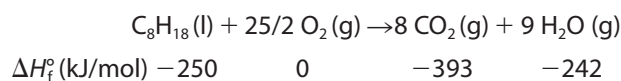
$$[\text{A}] = 0,06/2 = 0,03 \text{ M}$$

$$[\text{B}_2] = 0,03/2 = 0,015 \text{ M}$$

$$K_c = \frac{[\text{A}]^2 [\text{B}_2]}{[\text{AB}]^2} = \frac{0,03^2 \cdot 0,015}{0,97^2} = 1,43 \cdot 10^{-5}$$

- 5 Se trata de un ejercicio de termodinámica química.

- a) Se escribe la reacción de combustión, se ajusta y se ponen los datos del enunciado:



$$\Delta H_f^\circ (\text{kJ/mol}) \quad -250 \quad 0 \quad -393 \quad -242$$

$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = \sum n \Delta H_{\text{productos}}^\circ - \sum n \Delta H_{\text{reactivos}}^\circ =$$

$$= [8 \cdot (-393) + 9 \cdot (-242)] - [(-250)] =$$

$$= -5322 + 250 = -5072 \text{ kJ/mol}$$

Por tanto, la entalpía de combustión es:

$$\Delta H_{\text{combustión}}^\circ = -5072 \text{ kJ/mol}$$

La reacción es **exotérmica**.

Nota: el apartado anterior se puede resolver también planteando las ecuaciones termoquímicas correspondientes o con coeficientes estequiométricos enteros.

- b) **Comentario:** como se ha calculado la entalpía de combustión en kJ/mol, conociendo los moles que hay en 5 L de octano (para lo que hay que calcular su masa, pues se sabe que es líquido por el dato de su densidad) y mediante un razonamiento proporcional, se podrán calcular los kJ desprendidos por los 5 L al quemarse.

Se calculan los gramos que hay en 5 L de octano teniendo en cuenta las unidades:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m = \rho V = 800 \text{ kg/m}^3 \cdot 5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 =$$

$$= 4 \text{ kg} = 4000 \text{ g}$$

Como la $M_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = 114 \text{ uma}$

$$n = \frac{m}{M_{\text{C}_8\text{H}_{18}}} = \frac{4000 \text{ g}}{114 \text{ g/mol}} = 35,087 \text{ mol de octano}$$

$$35,087 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{5072 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18}} = 177964,9 \text{ kJ}$$

También se puede resolver por proporcionalidad de masas:

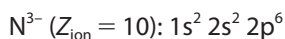
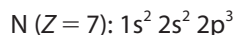
$$\frac{\text{Si } 114 \text{ g de C}_8\text{H}_{18}}{\text{producen } 5072 \text{ kJ}} = \frac{4000 \text{ g de C}_8\text{H}_{18}}{\text{producirán } x \text{ kJ}}$$

$$x = 177964,9 \text{ kJ}$$

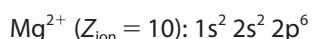
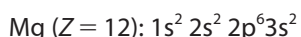
Por tanto, al quemar los 5 L de gasolina se producirán 177965 kJ.

Opción B

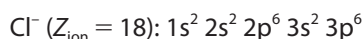
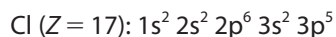
- 1 a) • N^{3-} : al ser un anión con carga -3 , tiene tres electrones más que el átomo neutro: $Z + 3 = 10$ electrones.



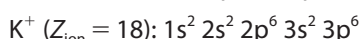
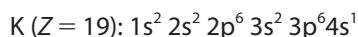
- Mg^{2+} : al ser un catión con carga $+2$, tiene dos electrones menos que el átomo neutro: $Z - 2 = 10$ electrones.



- Cl^- : al ser un anión con carga -1 , tiene un electrón más que el átomo neutro: $Z + 1 = 18$ electrones.



- K^+ : al ser un catión con carga $+1$, tiene un electrón menos que el átomo neutro: $Z - 1 = 18$ electrones.



- $Fe (Z = 26)$: al ser un átomo neutro, tendrá 26 electrones: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.

- b) Las especies químicas isoelectrónicas son aquellas que poseen el mismo número de electrones; por tanto, lo son N^{3-} y Mg^{2+} , que tienen 10 electrones, y Cl^- con K^+ , que tienen 18 electrones.

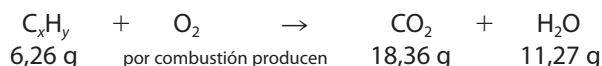
Tendrán electrones desapareados aquellas especies químicas que poseen un número impar de electrones; en este caso, lo son el N, el Cl y el K.

En las Tablas 1 y 2 se resumen las correspondientes configuraciones que cumplen el principio de llenado o de Aufbau (principio de la mínima energía, principio de exclusión de Pauli y principio de máxima multiplicidad de Hund).

El N posee 3 electrones desapareados en $2p^3$ que están como $2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$. El Cl posee 1 electrón desapareado en $3p^5$ que está como $3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$.

El K posee 1 electrón desapareado en $4s^1$.

- 2 En primer lugar calculamos la fórmula empírica: tanto el C del CO_2 como el H del H_2O proceden del compuesto orgánico, por lo que la cantidad de oxígeno se calcula por diferencia.



Cálculo de los gramos de C en el CO_2 y de los gramos de H en el H_2O producidos en la reacción:

$$C: \frac{\text{si en 44 g de } CO_2 \text{ (es decir, su } M_{CO_2})}{\text{hay 12 g de C}} =$$

$$= \frac{\text{en 18,36 g de } CO_2}{\text{habrá x g de C}}; x = 5,00 \text{ g de C en el } CO_2$$

$$H: \frac{\text{si 18 g de } H_2O \text{ (es decir, su } M_{H_2O})}{\text{hay 2 g de H}} =$$

$$= \frac{\text{en 11,27 g de } H_2O}{\text{habrá y de H}}; y = 1,25 \text{ g de H en el } H_2O$$

$$C: 5,00 \Rightarrow \frac{5,00}{12} = 0,417 \Rightarrow \frac{0,417}{0,417} = 1$$

$$H: 1,25 \Rightarrow \frac{1,25}{1} = 1,25 \Rightarrow \frac{1,25}{0,417} = 3$$

Por tanto, la formulación empírica es $(C_1H_3)_n$.

Para calcular la fórmula molecular es necesario conocer la masa molecular, y para determinarla se procede al cálculo de los moles por la ley de Avogadro.

$$4,67 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol de gas en CN}}{22,4 \text{ L}} = 0,2085 \text{ mol}$$

$$M_{C_1H_3} = \frac{m}{n} = \frac{6,26 \text{ g}}{0,2085 \text{ mol}} \approx 30 \text{ g/mol}$$

Comparando la masa molecular real con la empírica, se tiene:

$$12n + 1 \cdot 3n = 30 \Rightarrow 15n = 30 \Rightarrow n = 2$$

Su fórmula molecular es C_2H_6 que corresponde con el **etano**.

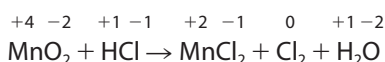
Configuración electrónica de las especies con electrones desapareados							
Capa	1. ^a	2. ^a		3. ^a		4. ^a	
Orbital	s	s	p	s	p	s	p
Especies con electrones desapareados	N (Z = 7)	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑			
	Cl (Z = 17)	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	□ □ □
	K (Z = 19)	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑ □ □ □

Tabla 1.

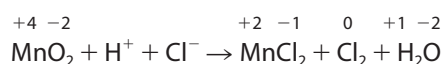
Átomo o ion	Z	N.º de electrones del ion	Configuración electrónica	N.º de electrones desapareados	Isoelectrónicos
N	7		$1s^2 2s^2 2p^3$	3	
N^{3-}		10	$1s^2 2s^2 2p^6$		10
Mg	12		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$		
Mg^{2+}		10	$1s^2 2s^2 2p^6$		10
Cl	17		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	1	
Cl^-		18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$		18
K	19		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	1	
K^+		18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$		18
Fe	26	26	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$		

Tabla 2.

- 3 a) 1. Se escribe el proceso redox y se identifican las especies que se oxidan y las que se reducen, para lo cual se determina el número de oxidación de cada elemento:



2. Se escriben la ecuación iónica:

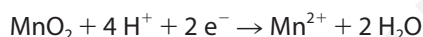


3. Se escriben las semirreacciones y se ajustan.

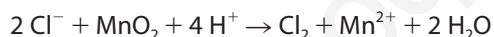
Semirreacción del cloro:



Semirreacción del manganeso:



4. Se escribe la ecuación iónica global que es la suma de las dos semirreacciones anteriores:



Los 4 protones $[\text{H}^+]$ se van a utilizar en el HCl.

Pasando los iones a las especies moleculares de procedencia y reordenando el ajuste definitivo, queda:



$$\begin{aligned} \text{b)} \quad n &= \frac{pV}{RT} = \frac{760/760 \text{ atm} \cdot 100 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L/K mol} (20 + 273) \text{ K}} = \\ &= \frac{100}{24,026} = 4,16 \text{ mol de Cl}_2 \end{aligned}$$

Por la estequiometría, 1 mol de Cl_2 necesita de 4 mol de HCl; por tanto, se calculan los moles de HCl que se consumirán:

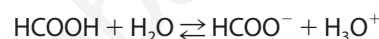
$$4,16 \text{ mol de Cl}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de Cl}_2} = 16,64 \text{ mol de HCl}$$

Se puede hacer por razonamiento proporcional:

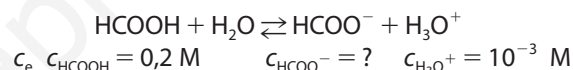
$$\begin{aligned} &\frac{\text{si para 1 mol de Cl}_2}{\text{se necesitan 4 mol de HCl}} = \\ &= \frac{\text{para 4,16 mol de Cl}_2}{\text{se necesitarán } x \text{ mol de HCl}}; x = 16,64 \text{ mol de HCl} \end{aligned}$$

$$V = \frac{n}{M} = \frac{16,64 \text{ mol}}{0,2 \text{ mol/L}} = 83,2 \text{ L de HCl}$$

- 4 En primer lugar, se plantea el equilibrio:



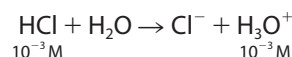
A continuación, se ponen los datos del enunciado, que en este caso son los del equilibrio:



$$\begin{aligned} \text{a)} \quad K_a &= \frac{c_{\text{HCOO}^-} \cdot c_{\text{H}_3\text{O}^+}}{c_{\text{HCOOH}}} \Rightarrow c_{\text{HCOO}^-} = \frac{K_a \cdot c_{\text{HCOOH}}}{c_{\text{H}_3\text{O}^+}} \Rightarrow c_{\text{HCOO}^-} = \\ &= \frac{2 \cdot 10^{-3} \cdot 0,2}{10^{-3}} = 0,4 \text{ M} \end{aligned}$$

$$c_{\text{HCOO}^-} = [\text{HCOO}^-] = 0,4 \text{ M}$$

- b) El HCl está totalmente disociado, puesto que es un ácido fuerte y debe tener el mismo pH que la disolución dada. La concentración de H_3O^+ deberá ser igual que la del HCl, es decir:



En primer lugar, se calculan los moles de HCl necesarios para preparar 100 mL de disolución 10^{-3} M :

$$n = MV = 10^{-3} \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 10^{-4} \text{ mol de HCl}$$

son necesarios

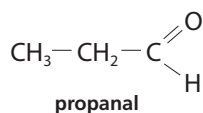
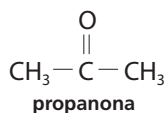
En segundo lugar, habrá que calcular el volumen de HCl 0,1 M donde se encuentran los 10^{-4} mol :

$$V = \frac{n}{M} = \frac{10^{-4} \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 10^{-3} \text{ L} = 1 \text{ mL de HCl}$$

Se necesita 1 mL de HCl 0,1 M.

- 5 Con el término isomería se describe la existencia de dos o más sustancias que siendo distintas responden a la misma fórmula molecular. La isomería puede ser de dos tipos: **plana**, que se explica simplemente con fórmulas desarrolladas en el plano, y pueden ser de cadena, posición y función; y **espacial**, que requiere la representación espacial de sus átomos en el plano.

a) Se trata del mismo grupo funcional $-C=O$ denominado **carbonilo**. Este grupo funcional ocupa dos posiciones diferentes en la cadena, por lo que se puede decir que se trata de una **isomería de posición**. Sin embargo, como el primer compuesto es una **cetona** y el segundo, un **aldehído**, también se puede decir que se trata de una **isomería de función**.



b) Por lo expuesto con anterioridad estos dos compuestos son **isómeros de cadena**.

