

CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN

El alumno deberá contestar a una de las dos opciones A o B con sus problemas y cuestiones. Cada opción consta de cinco preguntas.

La calificación máxima (entre paréntesis al final de cada pregunta) la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.

DATOS GENERALES

Los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas deben entenderse que hacen referencia a presiones expresadas en atmósferas y concentraciones expresadas en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

El alumno deberá utilizar los valores de los números atómicos, masas atómicas y constantes universales que se le suministran con el examen.

DATOS

1. Masas atómicas y números atómicos: ver sistema periódico que se adjunta al finalizar el enunciado.

2. Constantes físico-químicas

Carga elemental (e): $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; constante de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;
unidad de masa atómica, $u = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; constante de Faraday, $F = 96490 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$;
constante molar de los gases, $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

3. Algunas equivalencias

$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; $1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$; $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

OPCIÓN A

1. Para las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros: **i)** $1s^2 2s^2$; **ii)** $1s^1 2s^1$; **iii)** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^8 4s^1$; **iv)** $1s^2 2s^2 3s^1$; **v)** $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$

a. ¿Cuáles representan un estado fundamental, cuáles un estado excitado y cuáles son imposibles? (1,5 puntos)

b. Indique a qué átomo pertenecen las configuraciones que no son imposibles. (0,6 puntos)

c. Podemos representar un isótopo como ${}^Z_A\text{X}$. Explique esta simbología. (0,4 puntos)

2. Al calentar el gas NOF, se disocia según la reacción:



En un recipiente de un litro se introducen inicialmente 2,45 g de NOF, se calienta a 300°C y, cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 2,57 atm.

a. Calcule el grado de disociación del NOF. (1,2 puntos)

b. Calcule la presión parcial del flúor en el equilibrio. (0,8 puntos)

3. El fluoruro de bario, BaF_2 , se caracteriza por ser muy poco soluble en agua, con un K_{ps} que vale $1,84 \cdot 10^{-7}$. Calcule la solubilidad del BaF_2 en g/L:

- En agua pura. (0,8 puntos)
- En una disolución acuosa 1 M de NaF. (1,2 puntos)

4. Cuando en un volumen de agua oxigenada, H_2O_2 , se disuelve una sal de Fe^{2+} , en principio podrían ocurrir las siguientes reacciones:



- Ajuste ambas reacciones por el método del ion-electrón. (1,4 puntos)
- Justifique la espontaneidad de cada una de ellas en condiciones estándar. (0,6 puntos)

Datos: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,447 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,771 \text{ V}$; $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,776 \text{ V}$;
 $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = +0,695 \text{ V}$

5. Escriba todas las aminas isómeras de fórmula $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$.

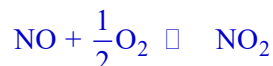
- Clasifíquelas en grupos según sean primarias, secundarias o terciarias. (0,9 puntos)
- Para cada una de las aminas terciarias que haya encontrado, proponga una reacción de formación de la correspondiente sal de amonio cuaternario. (0,6 puntos)

OPCIÓN B

1. Conteste las siguientes cuestiones:

- Defina afinidad electrónica de un elemento e indique cuál tiene mayor afinidad electrónica; el átomo de cloro, Cl, o el de azufre, S. (1 punto)
- Indique razonadamente cuál sería más estable, el ion S^{2-} o el Cl^{2-} . (1,5 puntos)

2. Las nieblas de contaminación urbana se deben en parte a los óxidos de nitrógeno. Se ha estudiado la cinética de la siguiente reacción exotérmica:



Se ha determinado que, cuando se duplica la $[\text{O}_2]$ manteniendo constante la $[\text{NO}]$, la velocidad de reacción se duplica; además, cuando la $[\text{NO}]$ se duplica manteniendo constante la $[\text{O}_2]$, la velocidad de reacción se hace cuatro veces mayor.

- Calcule el orden total de la reacción. (1 punto)
- Determine las unidades de la constante de velocidad, k . (0,5 puntos)
- Dibuje un gráfico que represente la variación de energía durante el transcurso de la reacción, incluyendo todas las magnitudes de energía implicadas. (0,5 puntos)

3. Se disuelven 10,8 g de ácido cloroso, HClO_2 , en agua hasta obtener 525 mL finales de disolución.
- Calcule el pH de la disolución resultante. (0,8 puntos)
 - Calcule el volumen de agua que hay que añadir a la disolución anterior para que el pH sea 2, considerando que los volúmenes sean aditivos. (1,2 puntos)

Dato: $K_{\text{ácido}} = 0,0115$

4. Se dispone de dos celdas electrolíticas conectadas en serie que contienen disoluciones acuosas de sulfato de níquel(II) (NiSO_4) y nitrato de plata (AgNO_3), respectivamente. Se hace pasar una corriente eléctrica por el circuito hasta que se depositan 0,650 g de plata en la segunda celda.
- Escriba las reacciones que tienen lugar en el cátodo de cada una de las celdas. Explique si el potencial será positivo o negativo. (1 punto)
 - Calcule cuántos gramos de níquel se habrán depositado en la primera celda. (0,5 puntos)
 - Calcule cuánto tiempo habrá durado el proceso si la intensidad de la corriente eléctrica ha sido de 2,5 A. (0,5 puntos)
5. Nombre y formule los productos de las siguientes reacciones y especifique el tipo de reacción en cada caso:
- p*-clorobenzoato de metilo + agua (0,5 puntos)
 - but-2-eno (2-buteno) + bromo (0,5 puntos)
 - 3-cloro-2-metilhex-2-eno (3-cloro-2-metil-2-hexeno) + hidrógeno (0,5 puntos)

Grupos

1. Tabla periódica de los elementos

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1,01																	2 He 4,00
2	3 Li 6,94	4 Be 9,01															9 F 19,00	10 Ne 20,18
3	11 Na 22,99	12 Mg 24,31															17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
4	19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,63	33 As 74,92	34 Se 78,97	35 Br 79,90	36 Kr 83,80
5	37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,95	43 Tc [97]	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29
6	55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57 La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [222]
7	87 Fr [223]	88 Ra [226]	89 Ac [227]	104 Rf [267]	105 Db [270]	106 Sg [271]	107 Bh [270]	108 Hs [277]	109 Mt [276]	110 Ds [281]	111 Rg [282]	112 Cn [285]	113 Nh [285]	114 Fl [289]	115 Mc [289]	116 Lv [293]	117 Ts [294]	118 Og [294]
	57 La 138,91		59 Pr 140,91	58 Ce 140,12		60 Nd 144,24	61 Pm [145]	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,05	71 Lu 174,97	
	89 Ac [227]		91 Pa 231,04	90 Th 232,04		92 U 238,03	93 Np [237]	94 Pu [244]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [258]	102 No [259]	103 Lr [262]	

Z	Número atómico
X	Símbolo
A _r	Masa atómica relativa

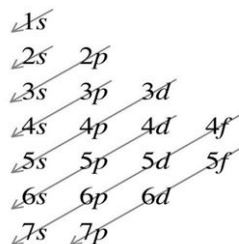
Soluciones

OPCIÓN A

1. a) Los principios fundamentales para el establecimiento de las configuraciones electrónicas son las reglas de de Hund, el principio de exclusión de Pauli y el principio de construcción de Aufbau. Los enunciaremos a continuación:

- **Principio de construcción de Aufbau:** cada elemento de número atómico Z tiene un electrón más que su antecesor, de número atómico $Z - 1$. Este electrón, denominado diferenciador, se sitúa en el orbital vacío disponible con menor energía.
- **Primera regla de Hund:** los subniveles se llenan de menor a mayor valor de la suma $n + l$, que es la que determina su energía. Si dos subniveles energéticos poseen el mismo valor de $n + l$, se ocupará primero el de menor valor de n .
- **Principio de exclusión de Pauli:** no pueden existir en un mismo átomo dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Por lo tanto, un orbital solo puede albergar un máximo de dos electrones, con espines antiparalelos.
- **Segunda regla de Hund** (principio de máxima multiplicidad): al llenar orbitales degenerados (de la misma energía), los espines de los electrones permanecen desapareados mientras sea posible, semiocupando primero todos los orbitales de igual energía.

Todo esto se resume en el diagrama de Moeller, que da una regla gráfica para el orden de relleno de los orbitales permitidos, es decir, aquellos que tienen valores permitidos de los números cuánticos, lo cual permite elaborar las configuraciones electrónicas:



Por otra parte, hay que tener en cuenta que en los **subniveles s** caben 2 electrones, en los **subniveles p** caben 6 electrones, en los **d** 10 electrones, y en los **f** 14 electrones.

Teniendo todo esto en cuenta, consideramos las configuraciones propuestas:

- $1s^2 2s^2$: es una configuración electrónica fundamental. No incumple ninguna de las reglas o principios expuestos.
- $1s^1 2s^1$: es un estado excitado de la configuración fundamental $1s^2$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^8 4s^1$: es una configuración imposible, ya que el orbital 3p no puede albergar 8 electrones. Como máximo puede albergar 6 electrones.
- $1s^2 2s^2 3s^1$: es un estado excitado de la configuración fundamental $1s^2 2s^2 2p^1$.
- $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$: es una configuración imposible, ya que el orbital 2d no puede existir pues los valores posibles del número cuántico secundario, l , para un valor determinado del número cuántico principal, n , van de 0 a $n - 1$, con lo cual, para $n = 2$ los valores permitidos de l son $l = 0$ (orbital 2s) y $l = 1$ (orbital 2p).

b) Indicamos a qué átomo pertenece cada configuración electrónica que no es imposible:

- i)** $1s^2 2s^2$ (configuración fundamental). El átomo pertenece al período 2, ya que el último nivel energético ocupado por electrones es el $n = 2$, y está situado en el grupo 2 (alcalinotérreos), ya que su configuración termina en s^2 . Por tanto, es el berilio, Be.
- ii)** $1s^1 2s^1$: al ser un estado excitado de la configuración fundamental $1s^2$, el átomo pertenece al período 1, ya que el último nivel energético ocupado por electrones en estado fundamental es el $n = 1$. El período 1 solo tiene dos elementos, el hidrógeno ($Z = 1$) y el helio ($Z = 2$). Nuestro elemento es el helio, He.
- iv)** $1s^2 2s^2 3s^1$: al ser un estado excitado de la configuración fundamental $1s^2 2s^2 2p^1$, el átomo pertenece al período 2, ya que el último nivel energético ocupado por electrones en estado fundamental es el $n = 2$, y está situado en el grupo 13 (térreos), ya que su configuración fundamental termina en p^1 . Se trata del boro, B.

c) En la representación ${}_A^Z X$, X es el símbolo químico del elemento al que pertenece el isótopo; Z es el número atómico del elemento, que es el número de protones que posee dicho elemento en el núcleo, y A es el número másico, que es la suma del número de protones y de neutrones que el elemento posee en su núcleo.

2. a) Calculamos en primer lugar la concentración inicial de NOF que se introduce en el recipiente, en mol/L:

$$[\text{NOF(g)}]_i = \frac{(n_{\text{NOF}})_i}{V(\text{L})} = \frac{\left(\frac{2,45 \text{ g}}{(14,01+16,00+19,00) \text{ g/mol}} \right)}{1 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

Establecemos la tabla que permite relacionar las concentraciones presentes inicialmente y al alcanzarse el estado de equilibrio:

	NOF (g)	\square	NO(g)	+	$\frac{1}{2} \text{F}_2(\text{g})$
Concentraciones iniciales (mol/L)	0,05		0		0
Concentraciones en el equilibrio (mol/L)	$0,05 - x$		x		$x/2$

Llamamos x a la concentración de NOF (g) que se consume (o disocia) hasta que se alcanza el estado de equilibrio.

El enunciado da el valor de la presión total cuando se alcanza el estado de equilibrio, 2,57 atmósferas. Utilizamos este dato para calcular el valor de x mediante la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\{p_{\text{total}}(\text{atm})\}_{\text{eq}} \cdot V(\text{L}) = \{n_{\text{total}}(\text{g})\}_{\text{eq}} \cdot R \cdot T(\text{K}) \Rightarrow \{p_{\text{total}}(\text{atm})\}_{\text{eq}} = \frac{\{n_{\text{total}}(\text{g})\}_{\text{eq}}}{V(\text{L})} \cdot R \cdot T(\text{K})$$

$$\{p_{\text{total}}(\text{atm})\}_{\text{eq}} = [\text{gases}_{\text{total}}]_{\text{eq}} \cdot R \cdot T(\text{K}) \Rightarrow [\text{gases}_{\text{total}}]_{\text{eq}} = \frac{\{p_{\text{total}}(\text{atm})\}_{\text{eq}}}{R \cdot T(\text{K})} = \frac{2,57}{0,082 \cdot \underbrace{(300 + 273)}_{573}} = 0,055 \text{ mol/L}$$

Por otra parte, observando la tabla planteada anteriormente, se tiene:

$$[\text{gases}_{\text{total}}]_{\text{eq}} = [\text{NOF(g)}]_{\text{eq}} + [\text{NO(g)}]_{\text{eq}} + [\text{F}_2(\text{g})]_{\text{eq}} = (0,05 - x) + x + \frac{1}{2}x = 0,05 + \frac{1}{2}x$$

Igualando las dos expresiones de la concentración total de sustancias gaseosas en el equilibrio se obtiene:

$$0,055 = 0,05 + \frac{1}{2}x \rightarrow 0,005 = \frac{1}{2}x \Rightarrow x = 0,005 \cdot 2 = 0,01 \text{ mol/L}$$

Con este valor podemos calcular ya el grado de disociación, α , del NOF:

$$\alpha = \frac{\text{concentración consumida}}{\text{concentración inicial}} \Rightarrow \alpha = \frac{x}{0,05} = \frac{0,01}{0,05} = 0,2 \Rightarrow 20 \%$$

b) Para calcular la presión parcial del flúor, $F_2(g)$, en el equilibrio, utilizaremos la relación:

$$p_A(\text{atm}) \cdot V(\text{L}) = n_A \cdot R \cdot T(\text{K}) \Rightarrow p_A(\text{atm}) = \frac{n_A \cdot R \cdot T(\text{K})}{V(\text{L})} \Rightarrow p_A(\text{atm}) = \underbrace{[A]}_{\text{mol/L}} \cdot R \cdot T(\text{K})$$

Sustituyendo valores para el caso del flúor:

$$p(F_2(g))_{\text{eq}} = \underbrace{[F_2(g)]_{\text{eq}}}_{\text{mol/L}} \cdot R \cdot T(\text{K}) = \left(\frac{1}{2} \cdot x\right) \cdot 0,082 \cdot 573 = \left(\frac{1}{2} \cdot 0,01\right) \cdot 0,082 \cdot 573 = 0,235 \text{ atm}$$

3. a) Planteamos el equilibrio de solubilidad del fluoruro de bario:

	BaF ₂ (s)	□	Ba ²⁺ (aq)	+	2 F ⁻ (aq)
Concentraciones en el equilibrio (mol/L)	-----		s		2s

Llamamos s a la solubilidad molar del fluoruro de bario.

El enunciado nos proporciona como dato el valor del producto de solubilidad del BaF₂ (s), $K_{ps}(\text{BaF}_2(s))$, que es de $1,84 \cdot 10^{-7}$. La expresión de dicho producto de solubilidad es:

$$K_{ps}(\text{BaF}_2(s)) = [Ba^{2+}(aq)]_{\text{eq}} \cdot \left([F^{-}(aq)]_{\text{eq}}\right)^2$$

Se puede expresar en función de la solubilidad molar:

$$K_{ps}(\text{BaF}_2(s)) = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

Sustituyendo el valor de $K_{ps}(\text{BaF}_2(s))$, calculamos el valor de s :

$$1,84 \cdot 10^{-7} = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{1,84 \cdot 10^{-7}}{4}} = 3,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

La expresamos en g/L, tal y como pide el enunciado:

$$3,58 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol BaF}_2}{\text{L}} \cdot \frac{175,33}{(137,33 + 19,00 \cdot 2)} \frac{\text{g BaF}_2}{\text{mol BaF}_2} = 0,628 \frac{\text{g BaF}_2}{\text{L}}$$

b) El NaF en disolución acuosa se encuentra totalmente disociado en sus iones. En una disolución acuosa 1 M de NaF, tendremos:

	NaF	→	Na ⁺ (aq)	+	F ⁻ (aq)
Concentraciones iniciales (mol/L)	1		0		0
Concentraciones en el equilibrio (mol/L)	0		1		1

Así pues, en el equilibrio de solubilidad del BaF₂ hay que tener en cuenta la concentración existente en disolución del ion fluoruro procedente del NaF. Llamaremos s' a la solubilidad molar del BaF₂ en esta disolución:

	BaF ₂ (s)	⇌	Ba ²⁺ (aq)	+	2 F ⁻ (aq)
Concentraciones en el equilibrio (mol/L)			s'		$2s' + 1$

Sustituimos en la expresión del producto de solubilidad:

$$K_{ps}(\text{BaF}_2(\text{s})) = [\text{Ba}^{2+}(\text{aq})]_{\text{eq}} \cdot \left([\text{F}^{-}(\text{aq})]_{\text{eq}} \right)^2 = (s') \cdot (2s' + 1)^2$$

En principio supondremos que en la suma $2s' + 1$, el sumando $2s'$ es mucho más pequeño que el sumando de valor 1, con lo cual despreciaremos el primero frente al segundo para continuar el cálculo. Cuando se obtenga el valor de s' , se comprobará si hemos despreciado correctamente; de lo contrario, habrá que recalcular sin hacer esa aproximación:

$$K_{ps}(\text{BaF}_2(\text{s})) = (s') \cdot (1)^2 = s'$$

Con lo cual tenemos que $s' = 1,84 \cdot 10^{-7}$ mol/L, un resultado más de mil veces menor que 1, por lo que podemos afirmar que ha sido correcto despreciar $2s' = 3,68 \cdot 10^{-7}$ frente a 1.

Expresamos s' en g/L:

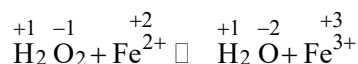
$$1,84 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol BaF}_2}{\text{L}} \cdot \frac{175,33 \text{ g BaF}_2}{(137,33 + 19,00 \cdot 2) \text{ mol BaF}_2} = 3,23 \cdot 10^{-5} \frac{\text{g BaF}_2}{\text{L}}$$

Este es el valor de la solubilidad del BaF₂ en g/L en una disolución acuosa 1 M de NaF.

4. a) Primera reacción posible:

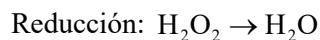


Asignamos los números de oxidación de cada elemento en cada una de las especies que participa en la reacción:

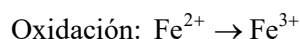
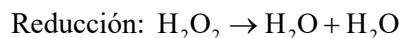


El O es el átomo que se reduce, ya que al pasar de reactivos a productos, su número de oxidación disminuye de -1 a -2. Por su parte, el Fe es el átomo que se oxida, ya que al pasar de reactivos a productos, su número de oxidación aumenta de +2 a +3.

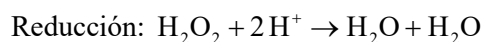
Comenzamos el proceso de ajuste de la reacción iónica por el método del ión-electrón. En primer lugar, se escriben las semirreacciones de reducción y de oxidación:



A continuación se ajustan de los átomos que se oxidan o se reducen: hay que ajustar el O en la reacción de reducción utilizando H_2O . Por su parte, el hierro está ya ajustado:



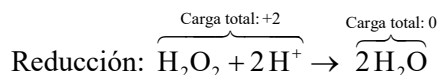
Seguidamente se ajustan los hidrógenos utilizando H^+ :



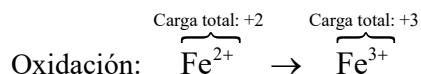
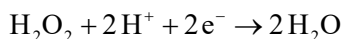
La ecuación de reducción se puede escribir así:



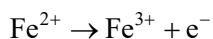
A continuación se ajusta la carga eléctrica en ambas semirreacciones utilizando electrones:



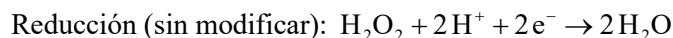
Es necesario sumar 2e^- en el miembro de los reactivos, que es el que tiene la carga más elevada, para conseguir así rebajarla e igualarla a la carga del miembro de los productos.



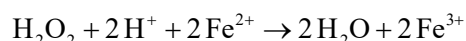
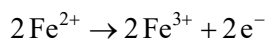
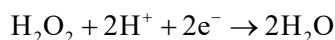
Es necesario sumar 1e^- en el miembro de los productos, que es el que tiene la carga más elevada, para conseguir así rebajarla e igualarla con la carga del miembro de los reactivos.



A continuación, se ajustan en ambas semirreacciones los electrones intercambiados, que deben tener el mismo número:



Seguidamente se suman las dos semirreacciones para obtener la **reacción iónica global ajustada**:

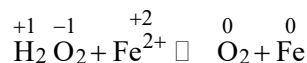


Los electrones desaparecen ya que se compensan en ambos miembros.

Segunda reacción posible:

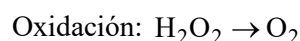
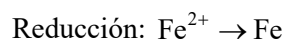


Asignamos los números de oxidación de cada elemento en cada una de las especies que participa en la reacción:

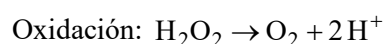
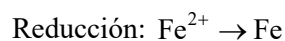


El O es el átomo que se oxida, ya que al pasar de reactivos a productos su número de oxidación aumenta de -1 a 0 . Por su parte, el Fe es el átomo que se reduce, ya que al pasar de reactivos a productos, su número de oxidación disminuye de $+2$ a 0 .

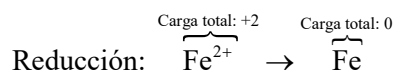
Comenzamos el proceso de ajuste de la reacción iónica por el método del ión-electrón. En primer lugar, se escriben las semirreacciones de reducción y de oxidación:



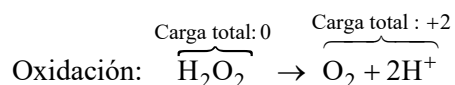
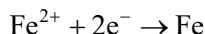
A continuación se ajustan los átomos que se oxidan o se reducen: el hierro está ya ajustado y el oxígeno también, luego no es preciso utilizar moléculas de H_2O . Después hay que ajustar el H utilizando H^+ :



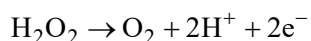
A continuación se ajusta la carga eléctrica en ambas semirreacciones utilizando electrones:



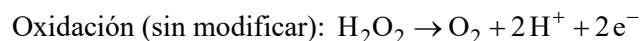
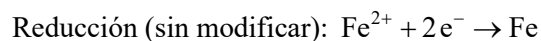
Es necesario sumar 2e^- en el miembro de los reactivos, que es el que tiene la carga más elevada, para conseguir así rebajarla e igualarla a la carga del miembro de los productos.



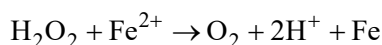
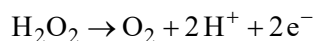
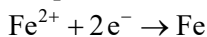
Es necesario sumar 2e^- en el miembro de los productos, que es el que tiene la carga más elevada, para conseguir así rebajarla e igualarla a la carga del miembro de los reactivos.



A continuación, se ajustan en ambas semirreacciones los electrones intercambiados, que deben tener el mismo número:



Seguidamente se suman las dos semirreacciones para obtener la **reacción iónica global ajustada**:



Los electrones desaparecen ya que se compensan en ambos miembros.

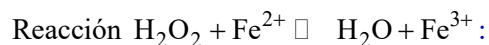
b) La espontaneidad de una reacción se evalúa estudiando el signo de la variación de la energía libre de Gibbs de la reacción, $\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ}$. Según el valor que se obtenga para $\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ}$, se tienen las siguientes posibilidades para la reacción:

- $\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ} < 0$. La reacción tiene lugar espontáneamente en el sentido en el que está escrita.
- $\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ} = 0$. La reacción se encuentra en estado de equilibrio.
- $\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ} > 0$. La reacción no es espontánea en el sentido en el que está escrita. Sí lo es en sentido opuesto. Para una reacción redox, existe una relación entre ΔG° y el potencial de reacción. Es la siguiente:

Sabemos que $\Delta G_{\text{reacción}}^{\circ} = -n \cdot F \cdot E_{\text{reacción}}^{\circ}$, donde n es el número de electrones intercambiados en la reacción, y F la constante de Faraday, ambas magnitudes positivas, con lo cual, para una reacción redox, se puede establecer el criterio de espontaneidad en una reacción redox en base al valor de $E_{\text{reacción}}^{\circ}$:

- $E_{\text{reacción}}^{\circ} > 0$. La reacción tiene lugar espontáneamente en el sentido en el que está escrita.
- $E_{\text{reacción}}^{\circ} < 0$. La reacción no es espontánea en el sentido en el que está escrita. Sí lo es en sentido opuesto.

Calcularemos $E_{\text{reacción}}^{\circ}$ para las dos reacciones de este problema con el fin de determinar la espontaneidad de cada una de ellas en condiciones estándar:

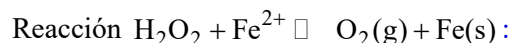


$$E^{\circ}(\text{reacción}) = E^{\circ}(\text{cátodo}) - E^{\circ}(\text{ánodo}) = E^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - E^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$$

Sustituyendo valores:

$$E^{\circ}(\text{reacción}) = +1,776 - 0,771 = 1,005 \text{ V} > 0$$

Con lo cual es una reacción espontánea en condiciones estándar.



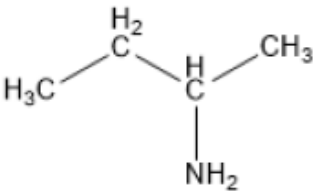
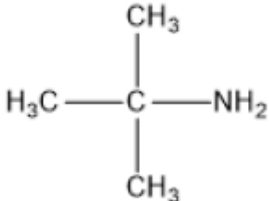
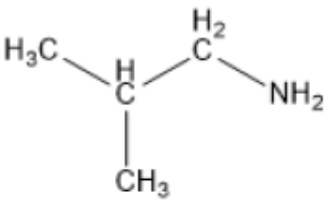
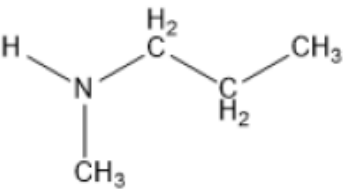
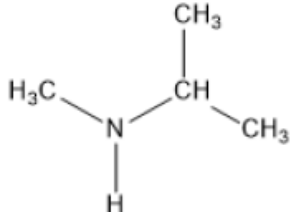
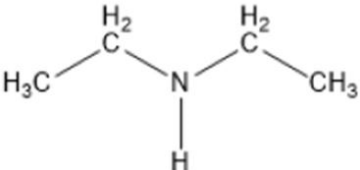
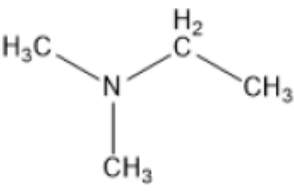
$$E^{\circ}(\text{reacción}) = E^{\circ}(\text{cátodo}) - E^{\circ}(\text{ánodo}) = E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) - E^{\circ}(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2)$$

Sustituyendo valores:

$$E^{\circ}(\text{reacción}) = -0,447 - (+0,695) = -1,142 \text{ V} < 0$$

Con lo cual es una reacción no espontánea en condiciones estándar.

5. Las fórmulas de todas las aminas isómeras con fórmula molecular $C_4H_{11}N$ son:

2-aminobutano $CH_3 - CH_2 - CH(NH_2) - CH_3$ 	Butilamina $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - NH_2$	Terc-butil amina , o bien, 2-amino-2-metilpropano: 
Isobutilamina $CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - NH_2$ 	N-metilpropilamina $CH_3 - CH_2 - CH_2 - NH - CH_3$ 	N-metilisopropilamina $CH_3 - CH(CH_3) - NH - CH_3$ 
Dietilamina $CH_3 - CH_2 - NH - CH_2 - CH_3$ 	N,N-dimetiletilamina $CH_3 - CH_2 - N(CH_3)_2$ 	

a) De las ocho aminas isómeras que acabamos de exponer, hay:

- Cuatro aminas primarias: 2-aminobutano, butilamina, *Terc*-butil amina (2-amino-2-metilpropano), isobutilamina.
- Tres aminas secundarias: N-metilpropilamina, N-metilisopropilamina, dietilamina.
- Una amina terciaria: N,N-dimetiletilamina.

b) Para la amina terciaria encontrada, N,N-dimetiletilamina, proponemos una reacción de formación de la correspondiente sal de amonio cuaternario, mediante reacción con un haluro de alquilo:

