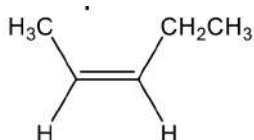


A.1

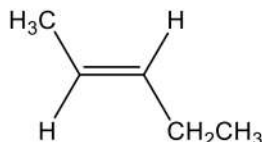
- a) A(Z): Flúor (F), $z=9$; $1s^2 2s^2 2p^5$
 B(Z+1): Neón (Ne), $z=10$; $1s^2 2s^2 2p^6$
 C(Z+2): Sodio (Na), $z=11$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- b) A: F⁻ (anión). El flúor ganaría un electrón para adquirir la configuración estable de gas noble.
 C: Na⁺ (catión). El sodio perdería un electrón para adquirir la configuración estable de gas noble.
- c) El radio iónico es la distancia entre el núcleo y el electrón más externo de un ion. Entre el fluoruro y el ion sodio, el fluoruro tendría un mayor tamaño ya que a pesar de tener la misma carga electrónica que el ion de sodio, tiene menos carga nuclear, lo que hace que el núcleo no atraiga con tanta fuerza los electrones y sea más grande.
- d) NaF (Fluoruro de sodio). Forma un enlace iónico al tener dos átomos con electronegatividades muy diferentes.

A.2

- a) El único que presenta isomería geométrica es el pent-2-eno.



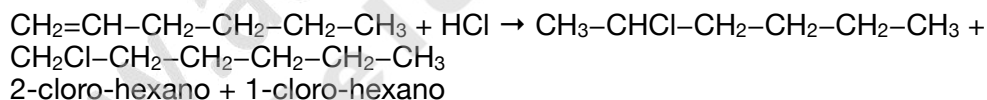
Cis-pent-2-eno



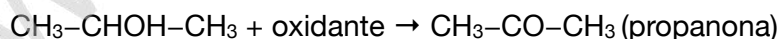
Trans-pent-2-eno

El resto de compuestos tienen siempre dos hidrógenos en uno de los carbonos del doble enlace, lo que hace que no tengan isomería geométrica.

- b) Hex-1-eno + HCl: Reacción de adición

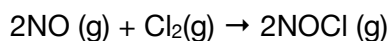


Propan-2-ol + oxidante: Reacción de oxidación



- c) But-2-enal (aldehído)
 Metanoato de 1-metilpropilo (éster).

A.3



a) Como es de orden 2 para el NO y de orden 1 para el Cl₂, la ley de velocidad será:

$$v = k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]$$

Las unidades de la constante:

$$\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = k \cdot \frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3} \rightarrow k = \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$$

b) Según Arrhenius $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$, al aumentar la temperatura también aumenta la k, lo que hace que la velocidad sea mayor.

c)

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{form}} \text{productos} - \sum \Delta H_{\text{form}} \text{reactivos}$$

$$\Delta H = 2 \cdot 51,7 - 2 \cdot 90,3 = -77,2 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta S = \sum \Delta S_{\text{form}} \text{productos} - \sum \Delta S_{\text{form}} \text{reactivos}$$

$$\Delta S = 2 \cdot 261,7 - 2 \cdot 210,6 - 223 = -120,8 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

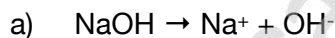
$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$\Delta G = -77,2 - 298 \cdot 0,1208 = -41,2 \text{ KJ/mol}$$

d) Como ΔG es menor que cero, la reacción es espontánea.

A.4

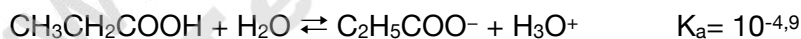
NaOH, CH₃CH₂COOH, NH₄Cl, KCl y CH₃COONa



Como es una base fuerte, se disocia del todo por lo que $[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,2 \text{ M}$

$$\text{pOH} = -\log 0,2 = 0,7$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,3$$



$$C_0 \quad 0,2$$

$$C_{\text{eq.}} \quad 0,2(1-\alpha)$$

$$0,2\alpha$$

$$0,2\alpha$$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \quad 1,25 \cdot 10^{-5} = \frac{[0,2\alpha]^2}{0,2(1-\alpha)} \rightarrow \alpha = 7,9 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log (0,2 \cdot 7,9 \cdot 10^{-3}) = 2,8$$

b)

NH₄Cl: Sal formada por un ácido fuerte (HCl) y una base débil (NH₃). El ion NH₄⁺ sufre reacción de hidrólisis: NH₄⁺ + H₂O ⇌ NH₃ + H₃O⁺ (pH ácido, K_a = 10⁻¹⁴/10^{-4,75} = 5,62·10⁻¹⁰)

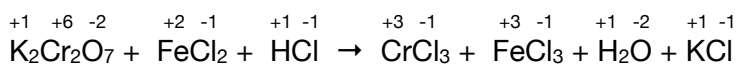
KCl: Sal formada por un ácido fuerte (HCl) y una base fuerte (KOH). Ninguno de sus iones sufre hidrólisis por lo que el pH será neutro.

CH₃COONa: Sal formada por un ácido débil (CH₃COOH) y una base fuerte (NaOH). El ion acetato sufre hidrólisis: CH₃COO⁻ + H₂O ⇌ CH₃COOH + OH⁻ (pH básico)

De mayor a menor acidez: NH₄Cl > KCl > CH₃COONa

A.5

a)



Oxidante: Cr₂O₇²⁻ Reductor: Fe²⁺

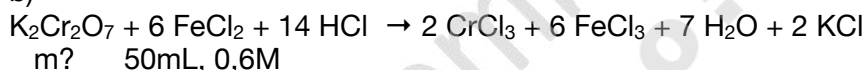
Reducción: Cr₂O₇²⁻ + 14 H⁺ + 6 e⁻ → 2 Cr³⁺ + 7 H₂O

Oxidación: (Fe²⁺ → Fe³⁺ + e⁻) x6

R. Iónica: Cr₂O₇²⁻ + 14 H⁺ + 6 Fe²⁺ → 2 Cr³⁺ + 7 H₂O + 6 Fe³⁺

R. Molecular: K₂Cr₂O₇ + 6 FeCl₂ + 14 HCl → 2 CrCl₃ + 6 FeCl₃ + 7 H₂O + 2 KCl

b)



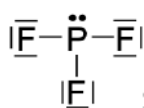
$$n_{FeCl_2} = 0,6 \cdot 0,05 = 0,03 \text{ mol FeCl}_2$$

$$0,03 \text{ mol FeCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{6 \text{ mol FeCl}_2} = 0,005 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

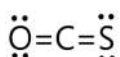
$$n = \frac{m}{Mm} \rightarrow m = n \cdot Mm \rightarrow m = 0,005 \cdot 294,2 = 1,47 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

B.1

a)

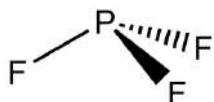


El átomo central en el PF_3 tiene un par de electrones no enlazantes

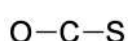


El átomo central en el OCS no tiene electrones no enlazantes.

b)



PF_3 : Tiene geometría piramidal triangular. Al tener todos los enlaces de tipo σ , tiene hibridación sp^3 .



El OCS tiene geometría lineal. Al tener dos enlaces de tipo π , tiene hibridación sp .

c) El PF_3 es una molécula polar ya que debido a su geometría la suma de todos los vectores de polaridad es distinta de 0.

El OCS también es polar ya que a pesar de ser lineal, los vectores de polaridad no son iguales y no se anulan.

B.2

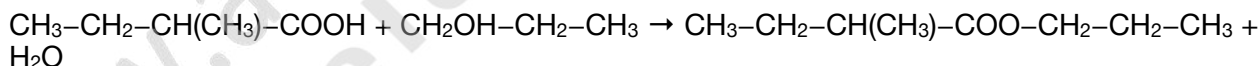
a)

Ácido etanodioico: $\text{COOH}-\text{COOH}$

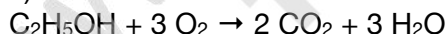
2-metil-butanoato de propilo: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

2,3,3-trimetil-pentanal: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CHO}$

b) (ácido 2-metilbutanoico + propan-1-ol $\rightarrow$ 2-metil-butanoato de propilo + agua :



c)



17g

14,2L

298K

785mmHg = 1,033atm

$$P \cdot V = R \cdot n \cdot T \rightarrow n_{\text{CO}_2} = \frac{14,2 \cdot 1,033}{0,082 \cdot 298} = 0,6 \text{ mol CO}_2$$

$$0,6 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Et}}{2 \text{ mol CO}_2} = 0,3 \text{ mol Et}$$

$$m = n \cdot Mm = 0,3 \cdot 46 = 13,8gEt; \quad \% = \frac{m_{puro}}{m_{muestra}} \cdot 100 = \frac{13,8}{17} \cdot 100 = 81,17 \%$$

B.3



a)

$$P \cdot V = R \cdot n \cdot T \rightarrow n = \frac{0,94 \cdot 1}{0,082 \cdot 500} = 0,023 \text{ mol iniciales}$$

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow [\text{COCl}_2] = \frac{0,023}{1} = 0,023 \text{ mol/L}$$

b)



C_0	0,023		
$C_{eq.}$	0,023-x	x	x

$$Kp = Kc \cdot (RT)^{\Delta n} \rightarrow Kc = \frac{Kp}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0,19}{(0,082 \cdot 500)^{2-1}} = 4,6 \cdot 10^{-3}$$

$$Kc = \frac{[\text{Cl}_2][\text{CO}]}{[\text{COCl}_2]} \rightarrow 4,6 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{0,023 - x} \rightarrow x = 0,0083 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = 8,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{COCl}_2] = 0,0147 \text{ mol/L}$$

c)

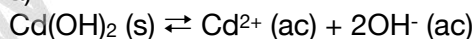
$$P \cdot V = R \cdot n \cdot T \rightarrow P = R \cdot M \cdot T$$

$$P_{CO} = P_{Cl_2} = 0,082 \cdot 8,3 \cdot 10^{-3} \cdot 500 = 0,34 \text{ atm}$$

$$P_{COCl_2} = 0,082 \cdot 0,0147 \cdot 500 = 0,6 \text{ atm}$$

B.4

a)



$$Ks = s \cdot (2s)^2 \rightarrow Ks = 4s^3$$

b)

$$K_s = 1,2 \cdot 10^{-14}$$

$$[Cd^{2+}] = 8,3 \cdot 10^{-4} \text{ mg/L} \rightarrow [Cd^{2+}] = \frac{8,3 \cdot 10^{-7}}{112,4} = 7,38 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

$$K_s = [Cd^{2+}][OH^-]^2$$

$$1,2 \cdot 10^{-14} = 7,38 \cdot 10^{-9} \cdot [OH^-]^2 \rightarrow [OH^-] = 0,0013 \text{ mol/L}$$

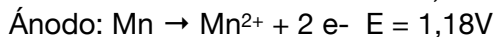
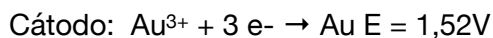
$$pOH = -\log(0,0013) = 2,89 \rightarrow pH = 14 - 2,89 = 11,1$$

c)

Al añadir $CdCl_2$ a la disolución, aumenta la concentración de Cd^{2+} y por el efecto del ion común, el equilibrio se desplaza hacia el reactivo disminuyendo la solubilidad del hidróxido.

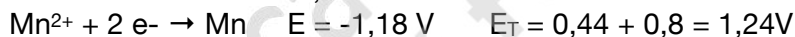
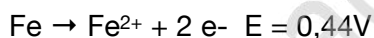
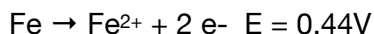
B.5

a) La pila con el potencial más positivo lo formarán los electrodos que tengan el mayor potencial de reducción ($E_{Au^{3+}/Au} = 1,52V$) y el potencial más negativo ($E_{Mn^{2+}/Mn} = -1,18V$) ya que al potencial del ánodo (oxidación) se le cambia el signo y ambos se suman.



$$E_T = 1,52 + 1,18 = 2,7V$$

b)



Para que una reacción sea espontánea, ΔG tiene que ser negativo. Como $\Delta G = -nFE$, para que ΔG sea negativo, E tiene que ser positivo por lo que la reacción espontánea sería la oxidación del hierro al nitrato de plata.