



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 1

JUNIO 2026

TERMOQUÍMICA-ESTEQUIOMETRÍA

©Angel Cuesta Arza





PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 1

JUNIO 2026

TERMOQUÍMICA-ESTEQUIOMETRÍA

DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Hidrógeno 1,008																	2 He Helio 4,0026
3 Li Litio 6,94	4 Be Berilio 9,0122											5 B Boro 10,81	6 C Carbono 12,011	7 N Nitrógeno 14,007	8 O Oxígeno 15,999	9 F Flúor 18,998	10 Ne Neón 20,180
11 Na Sodio 22,990	12 Mg Magnesio 24,305											13 Al Aluminio 26,982	14 Si Silicio 28,085	15 P Fósforo 30,974	16 S Azufre 32,06	17 Cl Cloro 35,45	18 Ar Argón 39,95

Constantes y factores de conversión: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $K_w (298 \text{ K}) = 10^{-14}$.
 $1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$.

FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$	Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$	Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$
Ecuación de Dalton: $p_i = x_i P$	2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

PROBLEMA 1

La quema de combustibles fósiles (carbón e hidrocarburos) genera CO_2 y H_2O . Esta es una de las causas principales del aumento de la cantidad de CO_2 en la atmósfera, hecho que contribuye al avance del cambio climático a través del efecto invernadero. Por ello, la descarbonización se ha convertido en una de las prioridades para nuestra sociedad.

El metano, CH_4 , es un gas a temperatura ambiente. Su precio aproximado es de 0,5 € por m^3 del gas (medido a 0°C y 1 atm de presión, $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$). Por otra parte, el octano, C_8H_{18} (componente mayoritario de la gasolina), es un líquido de densidad $0,703 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$, cuyo coste es de aproximadamente 1,55 € por litro.

Las reacciones de combustión de metano y octano son:



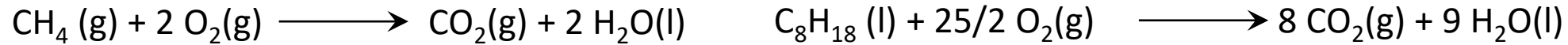
a) Calcule el coste, en euros, de cada uno de los combustibles mencionados que es necesario quemar para producir 10^9 J de energía en forma de calor.

b) Además del coste económico, es importante conocer el coste medioambiental derivado de la producción de CO_2 . Calcule la cantidad de CO_2 , en kg, que se produce en cada uno de los dos procesos de combustión mencionados en el apartado a) y deduzca cuál de los dos combustibles es más contaminante, en términos de la cantidad de CO_2 emitida.

Datos: variación de entalpía de combustión estándar,

ΔH_c° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{CH}_4(\text{g}) = -890,3$; $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) = -5741,3$.

PROBLEMA 1



a) Calcule el coste, en euros, de cada uno de los combustibles mencionados que es necesario quemar para producir 10^9 J de energía en forma de calor.

Datos: variación de entalpía de combustión estándar, ΔH_c° ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{CH}_4(\text{g}) = -890,3$; $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) = -5741,3$.

Se calculan los moles de metano necesarios para generar 10^9 J .

$$10^9 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{890,3 \text{ kJ}} = 1123,22 \text{ mol CH}_4$$

Se calcula el volumen de metano aplicando la ecuación de estado de los gases ideales.

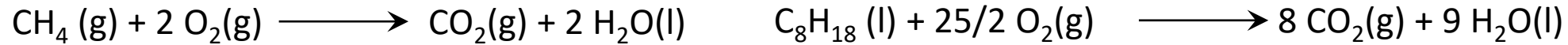
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1123,22 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 25144 \text{ L de CH}_4 = 25,144 \text{ m}^3 \text{ de CH}_4$$

Se calcula el coste de esa cantidad de metano.

$$25,144 \text{ m}^3 \text{ de CH}_4 \cdot \frac{0,5 \text{ €}}{1 \text{ m}^3 \text{ de CH}_4} = 12,57 \text{ €}$$

El coste del gas metano para producir 10^9 J es **12,57 €**.

PROBLEMA 1



a) Calcule el coste, en euros, de cada uno de los combustibles mencionados que es necesario quemar para producir 10^9 J de energía en forma de calor.

Datos: variación de entalpía de combustión estándar, ΔH_c° ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{CH}_4(\text{g}) = -890,3$; $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) = -5741,3$.

Se calculan los moles de octano necesarios para generar 10^9 J . $10^9 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}}{5741,3 \text{ kJ}} = 174,177 \text{ mol } \text{C}_8\text{H}_{18}$

Se calcula la masa molar del octano. $M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \cdot M(\text{C}) + 18 \cdot M(\text{H}) = 8 \cdot 12,011 + 18 \cdot 1,008 = 114,232 \text{ g/mol}$

Se calcula la masa de octano: $m = n \cdot M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 174,177 \cdot 114,232 = 19896,5 \text{ g} = 19,8965 \text{ kg}$

Se calcula el volumen de octano a partir de su densidad $d = \frac{m}{V} \longrightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{19,8965}{0,703} = 28,3023 \text{ L de } \text{C}_8\text{H}_{18}$

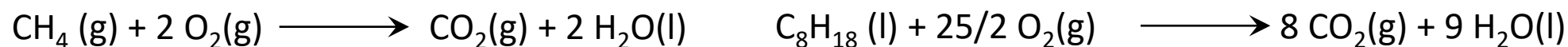
Se calcula el coste de esa cantidad de octano.

$$28,3023 \text{ L de } \text{C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1,55 \text{ €}}{1 \text{ L de } \text{C}_8\text{H}_{18}} = 43,87 \text{ €}$$

El coste del octano para producir 10^9 J es **43,87 €**.

PROBLEMA 1

b) Además del coste económico, es importante conocer el coste medioambiental derivado de la producción de CO_2 . Calcule la cantidad de CO_2 , en kg, que se produce en cada uno de los dos procesos de combustión mencionados en el apartado a) y deduzca cuál de los dos combustibles es más contaminante, en términos de la cantidad de CO_2 emitida.



Se calcula la masa de CO_2 emitida por el metano para producir 10^9 J .

Se calcula la masa molar del CO_2 : $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \cdot M(\text{O}) = 12,011 + 2 \cdot 15,999 = 44,009 \text{ g/mol}$

Se calcula mediante factores de conversión, recordando que se partía de $1123,22 \text{ mol de CH}_4$

$$1123,22 \text{ mol de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} \cdot \frac{44,009 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg de CO}_2}{1000 \text{ g de CO}_2} = 49,43 \text{ kg de CO}_2$$

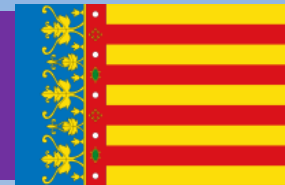
En el caso del octano:

$$174,177 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{8 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{44,009 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg de CO}_2}{1000 \text{ g de CO}_2} = 61,32 \text{ kg de CO}_2$$

Al producir 10^9 J se generan **49,43 kg de CO_2** a partir del metano y **61,32 kg de CO_2** a partir del octano. **Para producir la misma energía, el octano emite más CO_2 que el metano.**



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 2A

JUNIO 2026

www.angelcuesta.com

EQUILIBRIO QUÍMICO

©Angel Cuesta Arza





PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

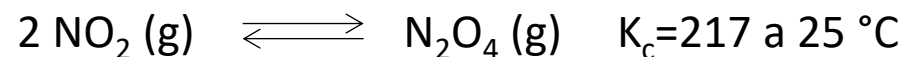
EJERCICIO 2A

JUNIO 2026

EQUILIBRIO QUÍMICO

Problema 2A

El dióxido de nitrógeno, NO_2 , es un gas tóxico de color rojizo que se encuentra en equilibrio con el tetraóxido de dinitrógeno, N_2O_4 , que es incoloro.



a) En un reactor de 5 litros de capacidad se introducen 0,25 moles de NO_2 . Calcule cuál será la presión en su interior tras alcanzarse el equilibrio a 25°C .

Solución: Construyo el cuadro de equilibrio.

	$2 \text{NO}_2 (\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$
Moles iniciales	0,25		0
Variación de moles	$-2x$		x
Moles en equilibrio	$0,25 - 2x$		x
Concentración en equilibrio	$\frac{0,25 - 2x}{5}$		$\frac{x}{5}$

Aplico la ley de acción de masas:

$$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} \longrightarrow K_c = \frac{\frac{x}{5}}{\left(\frac{0,25 - 2x}{5}\right)^2}$$
$$K_c = \frac{5x}{(0,25 - 2x)^2} = \frac{5x}{0,0625 - x + 4x^2} = 217$$

$$5x = 13,5625 - 217x + 868x^2 \longrightarrow 868x^2 - 222x + 13,5625 = 0 \longrightarrow \begin{cases} x = 0,10089 \\ x = 0,15487 \end{cases}$$

Solo es válida la solución $x = 0,10089$ mol ya que $0,25 - 2x$ debe ser mayor que cero.

Problema 2A

a) En un reactor de 5 litros de capacidad se introducen 0,25 moles de NO_2 . Calcule cuál será la presión en su interior tras alcanzarse el equilibrio a 25 °C.

	$2 \text{NO}_2 (\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$
Moles iniciales	0,25		0
Variación de moles	$-2x$		x
Moles en equilibrio	$0,25 - 2x$		x
Concentración en equilibrio	$\frac{0,25 - 2x}{5}$		$\frac{x}{5}$

Conocida $x = 0,10089$, se calcula el número total de moles en el equilibrio.

$$n_T = n_{\text{NO}_2} + n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,25 - 2x + x = 0,25 - x = 0,25 - 0,10089 = 0,14911 \text{ mol}$$

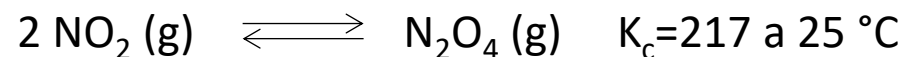
Calculo la presión total mediante la ecuación de estado de los gases ideales.

$$p_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \longrightarrow p_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,14911 \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)}{5} \approx 0,73 \text{ atm}$$

La presión en su interior tras alcanzarse el equilibrio será **0,73 atm**

Problema 2A

El dióxido de nitrógeno, NO_2 , es un gas tóxico de color rojizo que se encuentra en equilibrio con el tetraóxido de dinitrógeno, N_2O_4 , que es incoloro.



b) Cuando la mezcla en equilibrio entre NO_2 y N_2O_4 se almacena en un reactor transparente se observa que el interior presenta un débil color rojizo, cuya intensidad aumenta al incrementarse la temperatura de la mezcla. De acuerdo con esto, deduzca si la reacción de formación de N_2O_4 a partir de NO_2 es exotérmica o endotérmica.

Se utilizará el principio de Le Chatelier para justificar la respuesta dada. Dicho principio establece lo siguiente:

Si se presenta una perturbación externa sobre un sistema en equilibrio, el sistema se ajustará de tal manera que se cancele parcialmente dicha perturbación a medida que el sistema alcanza una nueva posición de equilibrio.

Si aumentamos la temperatura de un sistema, para contrarrestar el aumento, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que la reacción absorba calor, o sea, en el sentido en el que es endotérmica. De esta manera se consume parte del calor y disminuye la temperatura. En este caso, al aumentar la temperatura aumenta la intensidad del color rojizo, lo que indica que aumenta la cantidad de NO_2 . Por tanto, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos. Como al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza en el sentido endotérmico, la reacción inversa es endotérmica y, en consecuencia, la formación de N_2O_4 a partir de NO_2 (reacción directa) es exotérmica.

La reacción de formación de N_2O_4 a partir de NO_2 es **exotérmica**.



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 2B

JUNIO 2026

www.angelcuesta.com

EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

©Angel Cuesta Arza





PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 2B

JUNIO 2026

EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

Problema 2B

El sulfato de calcio, CaSO_4 , es una sustancia poco soluble en agua con un valor de $K_{ps} = 9,1 \cdot 10^{-6}$.

a) Calcule la máxima cantidad de sulfato de calcio, en gramos, que podremos disolver completamente en 0,5 L de agua.

Se plantea un cuadro de equilibrio:

	$\text{CaSO}_4(\text{s})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$	$+$	$\text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$
Concentración inicial	— —		0		0
Variación de la concentración	— —		s		s
Concentración en equilibrio	— —		s		s

Se plantea una ecuación en función de la solubilidad mediante la expresión de K_{ps} . $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

$$K_{ps} = s \cdot s = s^2 \longrightarrow s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{9,1 \cdot 10^{-6}} = 3,017 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Se calcula primero la masa molar del sulfato de calcio

$$MM(\text{CaSO}_4) = MM(\text{Ca}) + MM(\text{S}) + 4 \cdot MM(\text{O}) = 40,078 + 32,06 + 4 \cdot 15,999 = 136,134 \text{ g/mol}$$

Se calcula la cantidad de moles disueltos de CaSO_4 que hay en 0,5 L de disolución.

$$n = s \cdot V = 3,017 \cdot 10^{-3} \cdot 0,5 = 1,5085 \cdot 10^{-3} \text{ mol de CaSO}_4$$

$$\text{Y la masa en gramos. } m = n \cdot MM(\text{CaSO}_4) = 1,5085 \cdot 10^{-3} \cdot 136,134 \approx 0,21 \text{ g de CaSO}_4$$

La máxima cantidad de CaSO_4 que podremos disolver completamente en 0,5 L de agua es **0,21 g**.

Problema 2B

b) Se dispone de 100 mL de una disolución de cloruro de calcio, CaCl_2 , cuya concentración es de $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcule la cantidad, en gramos, de Na_2SO_4 , que sería necesaria añadir para iniciar la precipitación del sulfato de calcio. Considere que el volumen de la disolución no varía.

Nota: tanto el CaCl_2 como el Na_2SO_4 son sales solubles en agua que se disocian en sus iones constituyentes.

Al disolverse por completo ambas sales, se cumple: $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{ac})$

Por ello: $[\text{CaCl}_2] = [\text{Ca}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

La precipitación se inicia cuando $Q_s = K_{ps}$. Se aplica la condición a continuación y se calcula la concentración de anión sulfato que debe haber en disolución para iniciar la precipitación.

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \longrightarrow [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{K_{ps}}{[\text{Ca}^{2+}]} = \frac{9,1 \cdot 10^{-6}}{1 \cdot 10^{-3}} = 9,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Al disolverse por completo ambas sales, se cumple: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^{+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$

Por ello: $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = [\text{SO}_4^{2-}] = 9,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Se calculan los moles de sulfato de sodio.

$$n = [\text{Na}_2\text{SO}_4] \cdot V = 9,1 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1 = 9,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

Problema 2B

b) Se dispone de 100 mL de una disolución de cloruro de calcio, CaCl_2 , cuya concentración es de $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcule la cantidad, en gramos, de Na_2SO_4 , que sería necesaria añadir para iniciar la precipitación del sulfato de calcio. Considere que el volumen de la disolución no varía.

Nota: tanto el CaCl_2 como el Na_2SO_4 son sales solubles en agua que se disocian en sus iones constituyentes.

Se calcula la masa molar del sulfato de sodio.

$$MM(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot MM(\text{Na}) + MM(\text{S}) + 4 \cdot MM(\text{O}) = 2 \cdot 22,99 + 32,06 + 4 \cdot 15,999 = 142,04 \text{ g/mol}$$

Se calcula la masa de sulfato de sodio. $m = n \cdot MM(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 9,1 \cdot 10^{-4} \cdot 142,04 = 0,13 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4$

Será necesario añadir **0,13 g de Na_2SO_4** para iniciar la precipitación del **CaSO_4** .



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 3

JUNIO 2026

www.angelcuestaarza.com

EL ÁTOMO Y EL ENLACE QUÍMICO

©Angel Cuesta Arza





PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 3

JUNIO 2026

EL ÁTOMO Y EL ENLACE QUÍMICO

Problema 3

Considere los elementos azufre, calcio y cobalto.

a) Escriba la configuración electrónica de los tres elementos en el estado fundamental.

Se escriben las configuraciones electrónicas en el estado fundamental.

S(Z=16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ Ca(Z=20): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ Co(Z=27): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$

En el caso del cobalto se sitúa el subnivel 3d por delante del subnivel 4s porque, conforme se va llenando el subnivel 3d, su energía disminuye y queda por debajo de la energía del subnivel 4s.

Problema 3

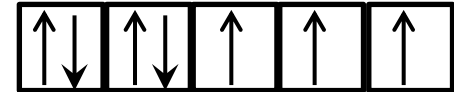
b) Escriba dos combinaciones posibles de los cuatro números cuánticos para un electrón del nivel 3d del átomo de cobalto.

Los cuatro números cuánticos son: n, l, m_l, m_s . Sus valores describen el estado cuántico del electrón.

Para hacer la asignación de los números cuánticos, debemos tener en cuenta que n es el número cuántico asociado al nivel energético (1,2,3...) , l es el número cuántico asociado al tipo de orbital ($s \rightarrow l = 0$; $p \rightarrow l = 1$; $d \rightarrow l = 2$) y que

$$-l \leq m_l \leq l \text{ y } m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Una posible asignación de los números cuánticos para los 7 electrones situados en el subnivel 3d es:



$$\left(3, 2, -2, +\frac{1}{2}\right); \left(3, 2, -2, -\frac{1}{2}\right); \left(3, 2, -1, +\frac{1}{2}\right); \left(3, 2, -1, -\frac{1}{2}\right); \left(3, 2, 0, +\frac{1}{2}\right); \left(3, 2, 1, +\frac{1}{2}\right); \left(3, 2, 2, +\frac{1}{2}\right)$$

Solución: dos posibles combinaciones serían:

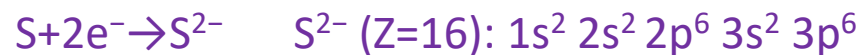
$\left(3, 2, -2, +\frac{1}{2}\right); \left(3, 2, -2, -\frac{1}{2}\right)$
--

Problema 3

c1) Aplicando la regla del octeto, deduzca cuál es la fórmula empírica del compuesto formado por azufre y calcio. Razone qué tipo de enlace se establece en este compuesto.

El azufre es un no metal y tiene tendencia a ganar electrones y el calcio es un metal que tiene tendencia a cederlos. Como la diferencia de electronegatividad entre ellos es lo suficientemente alta formarán un enlace iónico.

Se obtienen los iones más estables que forman ambos elementos. Ambos tendrán 8 electrones en su última capa.



Como las cargas +2 y -2 se compensan en proporción 1:1, la fórmula empírica del compuesto es CaS

La fórmula empírica del compuesto es **CaS** y el enlace que se establece en este compuesto es **iónico**.

Problema 3

c2) A partir de las estructuras de Lewis, razone cuál será la geometría de las moléculas de diclorodifluorometano, CF_2Cl_2 , y tricloruro de arsénico, AsCl_3 . Discuta su polaridad.

En primer lugar, escribiré la configuración electrónica de los elementos químicos.

C (Z=6): $1s^2 2s^2 2p^2$ → 4 electrones de valencia

F(Z=9): $1s^2 2s^2 2p^5$ → 7 electrones de valencia

Cl(Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ → 7 electrones de valencia

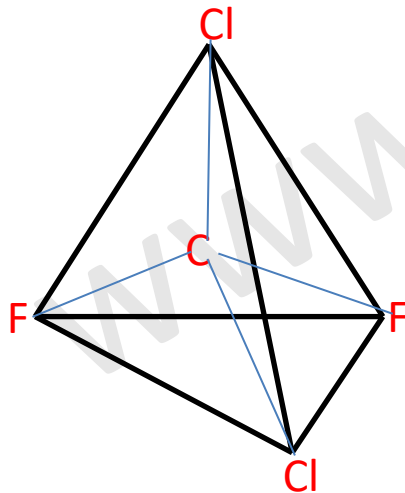
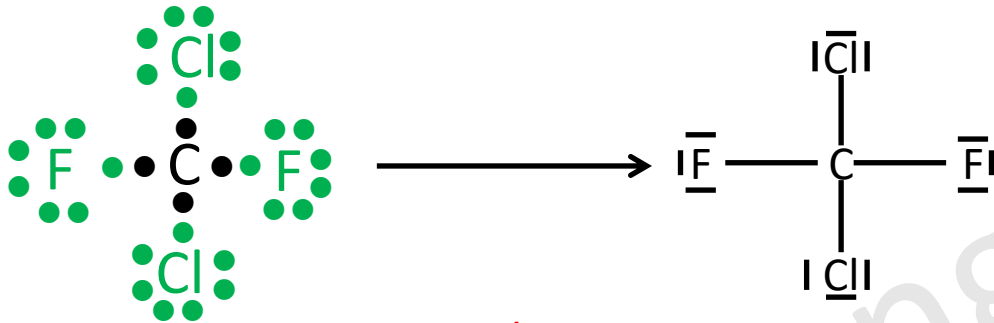
As(Z=33): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ → 5 electrones de valencia

Problema 3

c2) A partir de las estructuras de Lewis, razone cuál será la geometría de las moléculas de diclorodifluorometano, CF_2Cl_2 , y tricloruro de arsénico, AsCl_3 . Discuta su polaridad.

CF_2Cl_2 El átomo de C será el átomo central.

Como el carbono necesita 4 electrones para llenar la capa de valencia, compartirá un electrón con cada uno de los átomos de cloro y de flúor. Así todos los elementos cumplen la regla del octeto.

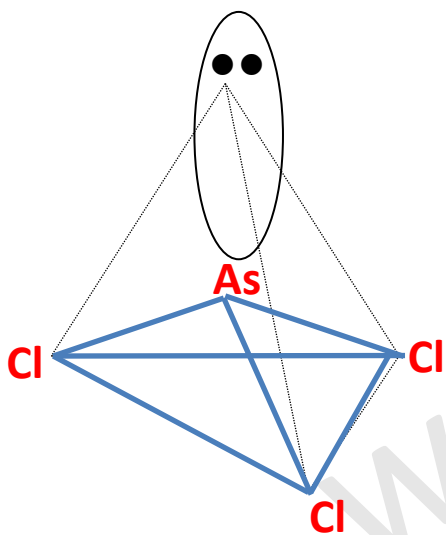


Como hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, según la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, estas adoptan una **disposición tetraédrica** (disposición que minimiza la repulsión). Por consiguiente, la molécula presenta una **geometría tetraédrica**.

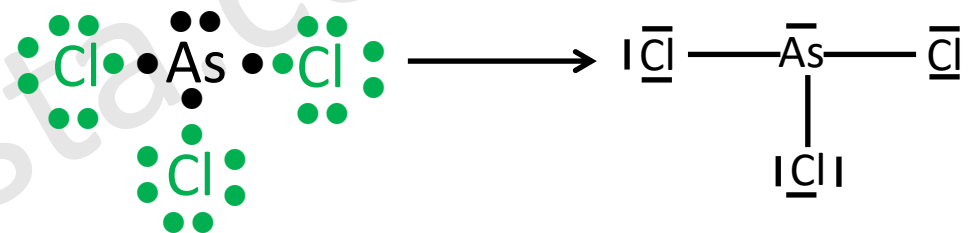
Problema 3

c2) A partir de las estructuras de Lewis, razone cuál será la geometría de las moléculas de diclorodifluorometano, CF_2Cl_2 , y tricloruro de arsénico, AsCl_3 . Discuta su polaridad.

AsCl_3 En este caso, el arsénico es el átomo central. Como necesita compartir tres electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de cloro. Un electrón con cada cloro, y así el cloro también completa su capa de valencia.

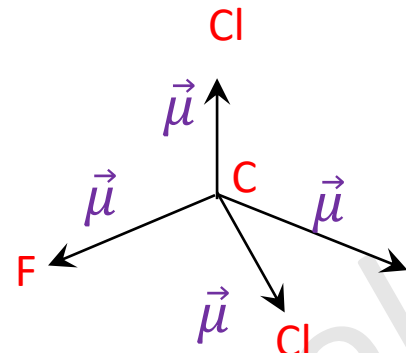
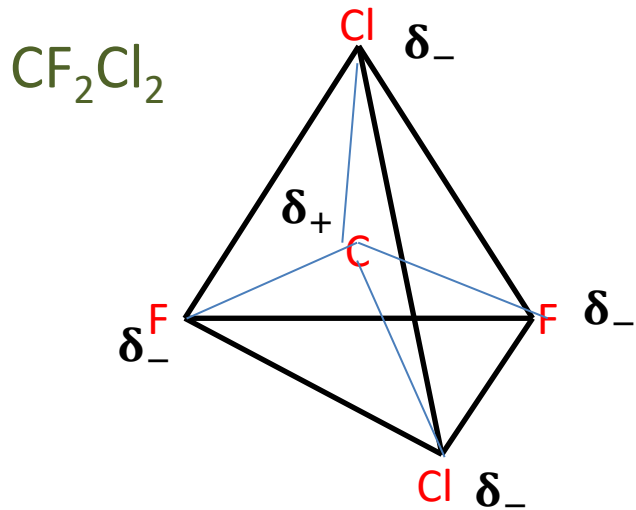


Como hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, estas adoptan una disposición tetraédrica. Sin embargo, una de ellas corresponde a un par no enlazante; por ello, la geometría molecular es de **pirámide trigonal**.

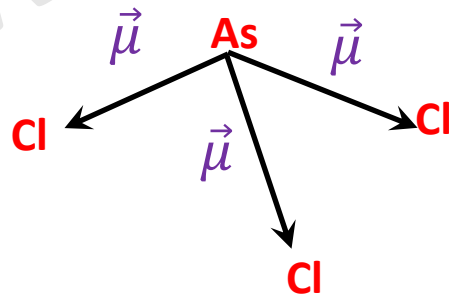
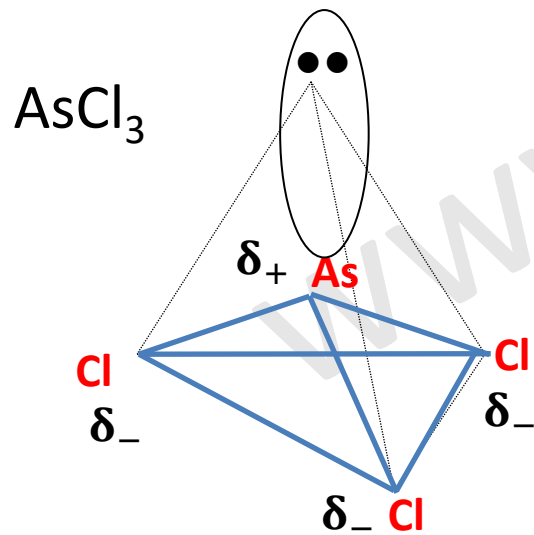


Problema 3

c2) A partir de las estructuras de Lewis, razone cuál será la geometría de las moléculas de diclorodifluorometano, CF_2Cl_2 , y tricloruro de arsénico, AsCl_3 . Discuta su polaridad.



Aunque la disposición es tetraédrica, los cuatro átomos unidos al C no son iguales: los dipolos C–F son mayores que los C–Cl (mayor electronegatividad del F), por lo que la suma vectorial no se anula y la molécula es **polar**.



En este caso, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos no se anulan. Por tanto, la molécula es **polar**.



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 4

JUNIO 2026

ESTEQUIOMETRÍA

EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE

NEUTRALIZACIÓN





PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

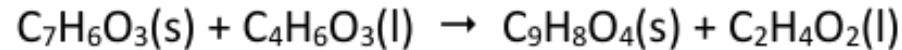
EJERCICIO 4

JUNIO 2026

**ESTEQUIOMETRÍA
EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE
NEUTRALIZACIÓN**

PROBLEMA 4

El ácido acetilsalicílico, $C_9H_8O_4$, es la molécula activa en el fármaco Aspirina®. Este se obtiene al reaccionar ácido salicílico, $C_7H_6O_3$, con anhídrido acético, $C_4H_6O_3$, según la siguiente ecuación química:

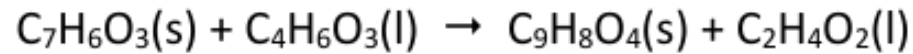


a) Sabiendo que el rendimiento de esta reacción es del 88 %, calcule cuántos gramos de ácido acetilsalicílico se obtendrán si se hacen reaccionar 3,0 g de ácido salicílico con 6,0 mL de anhídrido acético. **(1 punto)**

Dato: densidad del anhídrido acético: $1,08 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$.

Conteste a una de las siguientes cuestiones:

- b1)** El ácido salicílico es un ácido monoprótico débil, HA, cuya constante de acidez es $K_a = 1\cdot 10^{-3}$. Calcule el pH que tendrá una disolución de concentración $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de ácido salicílico. **(1 punto)**
- b2)** Calcule el volumen de una disolución de KOH de concentración $0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ necesario para reaccionar completamente con el ácido salicílico presente en 25 mL de una disolución de concentración $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. **(1 punto)**



a) Sabiendo que el rendimiento de esta reacción es del 88 %, calcule cuántos gramos de ácido acetilsalicílico se obtendrán si se hacen reaccionar 3,0 g de ácido salicílico con 6,0 mL de anhídrido acético. **(1 punto)**

Dato: densidad del anhídrido acético: $1,08 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$.

Se toman datos y se calculan las masas molares: *Masa de $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 = 3,0 \text{ g}$ Volumen de $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 = 6,0 \text{ mL}$*

$$M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 7 \cdot M(\text{C}) + 6 \cdot M(\text{H}) + 3 \cdot M(\text{O}) = 7 \cdot 12,011 + 6 \cdot 1,008 + 3 \cdot 15,999 = 138,122 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = 4 \cdot M(\text{C}) + 6 \cdot M(\text{H}) + 3 \cdot M(\text{O}) = 4 \cdot 12,011 + 6 \cdot 1,008 + 3 \cdot 15,999 = 102,089 \text{ g/mol}$$

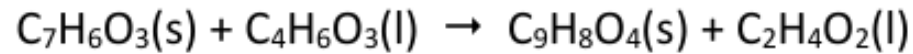
$$M(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 9 \cdot M(\text{C}) + 8 \cdot M(\text{H}) + 4 \cdot M(\text{O}) = 9 \cdot 12,011 + 8 \cdot 1,008 + 4 \cdot 15,999 = 180,159 \text{ g/mol}$$

Calculo los moles de ácido salicílico: $n = \frac{m}{M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3)} = \frac{3}{138,122} = 0,02172 \text{ mol } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$

Se expresa la densidad en g/mL . $1,08 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 1,08 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$

Calculo la masa de anhídrido acético: $d = \frac{m}{V} \rightarrow m = d \cdot V = 1,08 \cdot 6 = 6,48 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$

Calculo los moles de anhídrido acético : $n = \frac{m}{M(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3)} = \frac{6,48}{102,089} = 0,063474 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$



a) Sabiendo que el rendimiento de esta reacción es del 88 %, calcule cuántos gramos de ácido acetilsalicílico se obtendrán si se hacen reaccionar 3,0 g de ácido salicílico con 6,0 mL de anhídrido acético. **(1 punto)**

Dato: densidad del anhídrido acético: $1,08 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$.

Los moles de los reactivos son: $n_{\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3} = 0,02172 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ $n_{\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3} = 0,063474 \text{ mol C}_4\text{H}_6\text{O}_3$

Como la reacción es mol a mol, y hay una mayor cantidad inicial de anhídrido acético, podemos deducir que el reactivo limitante es el ácido salicílico. A partir de la cantidad inicial del reactivo limitante se calcula la cantidad de ácido acetilsalicílico producida. Se tiene en cuenta que el rendimiento es del 88%.

$$0,02172 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_9\text{H}_8\text{O}_4}{1 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_3} \cdot \frac{180,159 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \text{ teóricos}}{1 \text{ mol C}_9\text{H}_8\text{O}_4} \cdot \frac{88 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \text{ reales}}{100 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \text{ teóricos}} \approx 3,44 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4$$

Se obtendrán **3,44 g de ácido acetilsalicílico ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$)**

PROBLEMA 4

b1) El ácido salicílico es un ácido monoprótico débil, HA, cuya constante de acidez es $K_a = 1 \cdot 10^{-3}$. Calcule el pH que tendrá una disolución de concentración $0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de ácido salicílico. **(1 punto)**

Se escribe el equilibrio ácido-base.

	HA	+	H ₂ O	$\rightleftharpoons$	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración Inicial	0,01		---		0		0
Concentración que reacciona	-x		---		x		x
Concentración en equilibrio	0,01 - x		---		x		x

A partir de la constante K_a :
$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{0,01 - x} = 1 \cdot 10^{-3} \longrightarrow 1 \cdot 10^{-3} \cdot (0,01 - x) = x^2$$

Se resuelve la ecuación de segundo grado que nos queda. $x^2 + 1 \cdot 10^{-3} \cdot x - 1 \cdot 10^{-5} = 0$

Al resolverla, obtenemos dos soluciones. Solo es válida la positiva. $x = 2,702 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Calculo el valor del pH: $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2,702 \cdot 10^{-3}) = 2,57$

Solución: El pH es 2,57.

PROBLEMA 4

b2) Calcule el volumen de una disolución de KOH de concentración $0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ necesario para reaccionar completamente con el ácido salicílico presente en 25 mL de una disolución de concentración $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. **(1 punto)**

Se escribe la ecuación química de neutralización. $\text{KOH}(ac) + \text{HA}(ac) \rightarrow \text{KA}(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$

Se calcula el número de moles de ácido salicílico.

Debemos expresar el volumen en litros. $V_{\text{HA}} = 25 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}$

Recuerda, para pasar de mL a L se debe dividir entre 1000.

$$n_{\text{HA}} = M_{\text{HA}} \cdot V_{\text{HA}} \longrightarrow n_{\text{HA}} = 0,01 \cdot 0,025 = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol HA}$$

Como la reacción es mol a mol, el número de moles de base y de ácido son iguales. $n_{\text{KOH}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol KOH}$

Se calcula el volumen de la disolución de hidróxido de potasio:

$$V_{\text{KOH}} = \frac{n_{\text{KOH}}}{M_{\text{KOH}}} = \frac{2,5 \cdot 10^{-4}}{0,05} = 0,005 \text{ L} = 5 \text{ mL}$$

Solución: El volumen de la disolución de KOH es **5 mL**.

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 5

JUNIO 2026

**CINÉTICA QUÍMICA
QUÍMICA ORGÁNICA**

PILAS





PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 5

JUNIO 2026

CINÉTICA QUÍMICA
QUÍMICA ORGÁNICA

PILAS

PROBLEMA 5

Considere la reacción en fase gaseosa $2 \text{ NO(g)} + \text{Br}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ NOBr(g)}$, que es de orden 2 respecto del NO y de orden 1 respecto del Br_2 .

a) Calcule la constante de velocidad, si la velocidad inicial es de $3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ cuando las concentraciones iniciales de reactivos son $[\text{NO}]_0 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y $[\text{Br}_2]_0 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. **(0,5 puntos)**

b) Calcule las velocidades iniciales de desaparición de NO y de Br_2 , en las condiciones del apartado anterior. **(0,5 puntos)**

De forma general, se puede escribir la ley de velocidad de reacción: $v = k \cdot [\text{A}]^\alpha \cdot [\text{B}]^\beta$

Puesto que nos proporcionan los órdenes de reacción, podemos escribir la ecuación de velocidad: $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]$

Las unidades de la constante de velocidad se obtienen a partir de la ecuación de velocidad.

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2] \longrightarrow k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]} \longrightarrow k = \frac{\frac{\text{mol/L}}{\text{min}}}{(\text{mol/L})^2 \cdot \text{mol/L}} = (\text{mol/L})^{-2} \cdot \text{min}^{-1} = \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{min}}$$

$$\text{Se calcula el valor: } k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]} = \frac{3 \cdot 10^{-5}}{(3 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 2 \cdot 10^{-3}} \approx 16,7$$

La constante de velocidad es: $16,7 \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{min}}$

PROBLEMA 5

Considere la reacción en fase gaseosa $2 \text{ NO(g)} + \text{Br}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ NOBr(g)}$, que es de orden 2 respecto del NO y de orden 1 respecto del Br_2 .

a) Calcule la constante de velocidad, si la velocidad inicial es de $3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ cuando las concentraciones iniciales de reactivos son $[\text{NO}]_0 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y $[\text{Br}_2]_0 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. **(0,5 puntos)**

b) Calcule las velocidades iniciales de desaparición de NO y de Br_2 , en las condiciones del apartado anterior. **(0,5 puntos)**

Según la definición de velocidad de una reacción: $v = -\frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{NO}]}{dt} = -\frac{d[\text{Br}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{NOBr}]}{dt}$

Se puede reescribir la igualdad en función de las velocidades: $v = \frac{1}{2} \cdot v_{\text{NO}} = v_{\text{Br}_2} = \frac{1}{2} \cdot v_{\text{NOBr}}$

La velocidad de desaparición del NO es: $v_{\text{NO}} = 2 \cdot v = 2 \cdot 3 \cdot 10^{-5} = 6 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol/L}}{\text{min}}$

La velocidad de desaparición del Br_2 es: $v_{\text{Br}_2} = v = 3 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol/L}}{\text{min}}$

Las velocidades de desaparición son: $v_{\text{NO}} = 6 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol/L}}{\text{min}}$ $v_{\text{Br}_2} = 3 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol/L}}{\text{min}}$

PROBLEMA 5

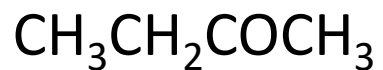
c1) Nombre los siguientes compuestos e indique el grupo funcional presente en cada uno de ellos. **(1 punto)**

A: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH(OH)—CH}_3$, **B:** $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CO—CH}_3$, **C:** $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—COOCH}_3$ y **D:** $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$.



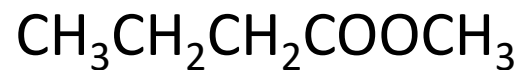
butan-2-ol

Grupo alcohol



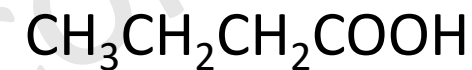
Butan-2-ona

Grupo cetona



Butanoato de metilo

Grupo éster

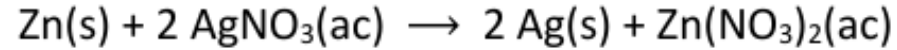


Ácido butanoico

Grupo ácido carboxílico

PROBLEMA 5

c2) Se construye una pila electroquímica en la que se produce la reacción global siguiente:



Escriba las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y el cátodo y calcule la fuerza electromotriz de la pila en condiciones estándar. **(1 punto)**

Datos: potencial estándar de reducción, $E^\circ(\text{V})$: $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$: $-0,76$; $\text{Ag}^+|\text{Ag}$: $+0,80$.

Cátodo. Reducción: $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$

Ánodo. Oxidación: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$

El potencial estándar de la pila se calcula con la fórmula: $E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$

El valor del potencial estándar de la pila será: $E_{\text{pila}}^0 = 0,80 - (-0,76) = 1,56 \text{ V}$

La fuerza electromotriz de la pila en condiciones estándar es: **1,56 V**