

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 1

JULIO 2025

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 Dalton: $p_i = x_i P$

Ecuación de Arrhenius: $k = A e^{-E_a/RT}$

2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$

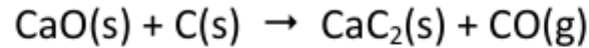
Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

EJERCICIO 1

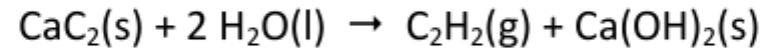
Ejercicio 1. (2 puntos)

El carburo de calcio, CaC_2 , se obtiene haciendo reaccionar el óxido de calcio, CaO , con carbono a alta temperatura, de acuerdo con la reacción, **no ajustada**:

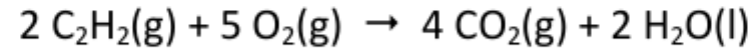


a) Calcule la energía implicada en la obtención de 1 kg de CaC_2 , a partir de un exceso de CaO y carbono. **(1 punto)**

El carburo de calcio se utiliza para, haciéndolo reaccionar con agua, obtener acetileno, C_2H_2 , de acuerdo con la ecuación química:



Por otra parte, la combustión del acetileno libera gran cantidad de energía en forma de calor:



b) Calcule la cantidad de energía que se libera como consecuencia de la combustión del acetileno generado a partir de 1 kg de CaC_2 . **(1 punto)**

Datos: variación de entalpía de formación estándar, ΔH_f° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): CaO(s) : $-635,1$; $\text{CaC}_2\text{(s)}$: $-63,0$; CO(g) : $-110,5$; $\text{C}_2\text{H}_2\text{(g)}$: $+226,7$; $\text{Ca(OH)}_2\text{(s)}$: $-986,1$; $\text{CO}_2\text{(g)}$: $-393,5$; $\text{H}_2\text{O(l)}$: $-285,8$.

EJERCICIO 1

a) Calcule la energía implicada en la obtención de 1 kg de CaC_2 , a partir de un exceso de CaO y carbono. **(1 punto)**

Datos: variación de entalpía de formación estándar, ΔH_f° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{CaO}(s)$: $-635,1$; $\text{CaC}_2(s)$: $-63,0$;
 $\text{CO}(g)$: $-110,5$; $\text{C}_2\text{H}_2(g)$: $+226,7$; $\text{Ca}(\text{OH})_2(s)$: $-986,1$; $\text{CO}_2(g)$: $-393,5$; $\text{H}_2\text{O}(l)$: $-285,8$.

Solución: En primer lugar, se ajusta la ecuación química. $\text{CaO}(s) + 3 \text{C}(s) \rightarrow \text{CaC}_2(s) + \text{CO}(g)$

Se calcula la entalpía de la reacción ajustada a partir de las entalpías de formación.

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Reactivos})$$

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{CaC}_2) + \Delta H_f^\circ(\text{CO}) - \Delta H_f^\circ(\text{CaO}) - 3 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{C}) = -63 + (-110,5) - (-635,1) - 3 \cdot 0 = 461,6 \text{ kJ}$$

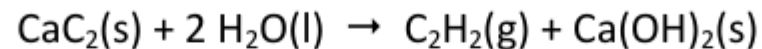
Se calcula la masa molar del carburo de calcio. $M(\text{CaC}_2) = M(\text{Ca}) + 2 \cdot M(\text{C}) = 40,08 + 2 \cdot 12 = 64,08 \text{ g/mol}$

Se calcula mediante factores de conversión la cantidad de energía consumida (el proceso es endotérmico).

$$1000 \text{ g CaC}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaC}_2}{64,08 \text{ g CaC}_2} \cdot \frac{461,6 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CaC}_2} \approx 7,20 \cdot 10^3 \text{ kJ se consumen}$$

La cantidad de energía consumida es, aproximadamente, $7,20 \cdot 10^3 \text{ kJ}$

El carburo de calcio se utiliza para, haciéndolo reaccionar con agua, obtener acetileno, C_2H_2 , de acuerdo con la ecuación química:



Por otra parte, la combustión del acetileno libera gran cantidad de energía en forma de calor:



b) Calcule la cantidad de energía que se libera como consecuencia de la combustión del acetileno generado a partir de 1 kg de CaC_2 . **(1 punto)**

Datos: variación de entalpía de formación estándar, ΔH_f° ($kJ \cdot mol^{-1}$): $CaO(s)$: $-635,1$; $CaC_2(s)$: $-63,0$; $CO(g)$: $-110,5$; $C_2H_2(g)$: $+226,7$; $Ca(OH)_2(s)$: $-986,1$; $CO_2(g)$: $-393,5$; $H_2O(l)$: $-285,8$.

Se calcula la cantidad de acetileno producido. $1000 \text{ g } CaC_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CaC_2}{64,08 \text{ g } CaC_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{1 \text{ mol } CaC_2} \approx 15,61 \text{ mol } C_2H_2$

Se calcula la entalpía de reacción del acetileno con el oxígeno.

$$\Delta H_R^\circ = 4 \cdot \Delta H_f^\circ(CO_2) + 2 \cdot \Delta H_f^\circ(H_2O) - 2 \cdot \Delta H_f^\circ(C_2H_2) - 5 \cdot \Delta H_f^\circ(O_2)$$

$$\Delta H_R^\circ = 4 \cdot (-393,5) + 2 \cdot (-285,8) - 2 \cdot 226,7 - 5 \cdot 0 = -2599 \text{ kJ}$$

Se calcula la cantidad de energía liberada $15,61 \text{ mol } C_2H_2 \cdot \frac{-2599 \text{ kJ}}{2 \text{ mol } C_2H_2} \approx -2,03 \cdot 10^4 \text{ kJ}$

La cantidad de energía liberada es $2,03 \cdot 10^4 \text{ kJ}$.



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 2A

JULIO 2025

REACCIONES REDOX Y ÁCIDO-BASE



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 Dalton: $p_i = x_i P$

Ecuación de Arrhenius: $k = A e^{-E_a/RT}$

2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$

Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

Ejercicio 2A

Opción 2.A. (2 puntos)

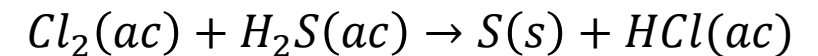
El dicloro, Cl_2 , es ampliamente utilizado en el tratamiento de aguas dedicadas al consumo humano. Un contaminante habitual del agua es el sulfuro de hidrógeno, H_2S , proveniente tanto de la descomposición de materia orgánica como de depósitos de minerales del subsuelo. La reacción entre Cl_2 y H_2S da lugar a azufre elemental y HCl .

En una planta potabilizadora se trataron 25 m^3 de agua ($1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$), que contenían una cantidad desconocida de sulfuro de hidrógeno, con un exceso de Cl_2 . Responda las siguientes cuestiones:

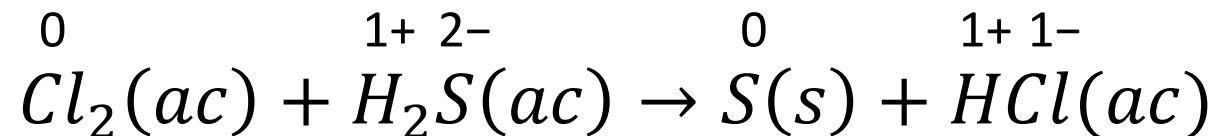
- Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción y ajuste la reacción molecular global. **(1 punto)**
- Al finalizar la reacción, el pH de la disolución resultó ser 3,83. Calcule la cantidad de H_2S , en gramos, presente en el agua tratada (desprecie el efecto de la disociación ácida del H_2S en agua). **(1 punto)**

Solución:

Se escribe la ecuación química con los datos del enunciado. La reacción es en medio acuoso y ácido. Por eso las especies están disueltas en agua.



En primer lugar, se deben identificar los elementos que cambian de número de oxidación.



Ejercicio 2A

Se identifican las especies que se oxidan y se reducen.

Se escriben las moléculas o iones presentes en disolución.

Cl₂ está sin disociar.

H₂S está sin disociar (es un ácido muy débil)

S está sin disociar, de hecho, precipita porque no es soluble en agua.

HCl → H⁺ + Cl⁻

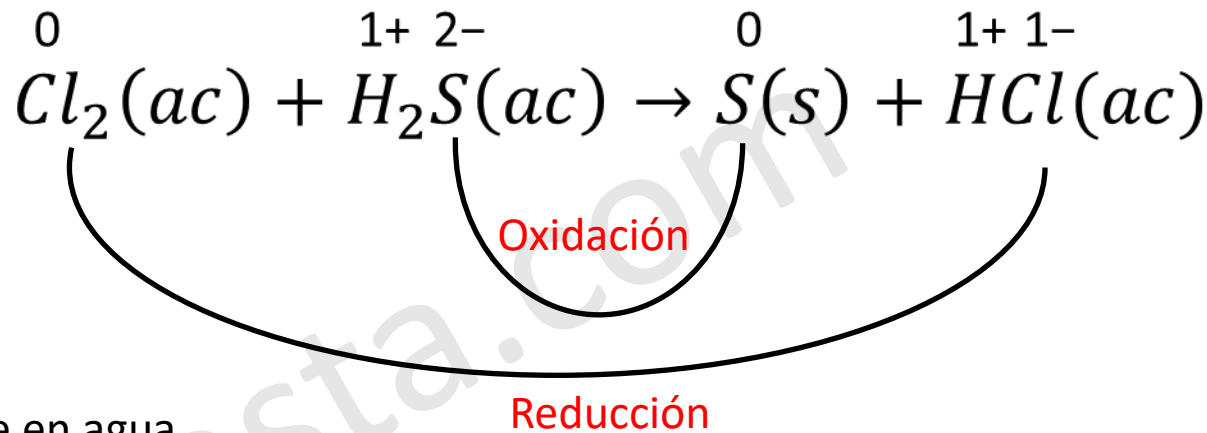
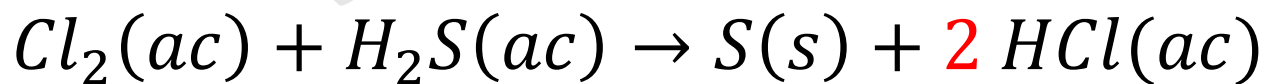
Se escriben las semirreacciones de oxidación y reducción, a partir de los iones y moléculas en disolución.

Oxidación: H₂S → S + 2 H⁺ + 2 e⁻

Reducción: Cl₂ + 2 e⁻ → 2 Cl⁻

R. Iónica: Cl₂ + H₂S → S + 2 H⁺ + 2 Cl⁻ ← Ecuación iónica ajustada.

Escribimos la ecuación química completa utilizando los coeficientes hallados.



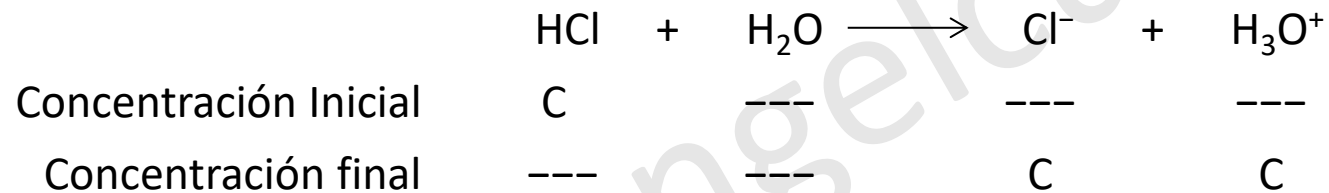
Ejercicio 2A

En una planta potabilizadora se trataron 25 m³ de agua (1 m³ = 1000 L), que contenían una cantidad desconocida de sulfuro de hidrógeno, con un exceso de Cl₂. Responda las siguientes cuestiones:

b) Al finalizar la reacción, el pH de la disolución resultó ser 3,83. Calcule la cantidad de H₂S, en gramos, presente en el agua tratada (desprecie el efecto de la disociación ácida del H₂S en agua). **(1 punto)**

Recordamos la ecuación química ajustada: $Cl_2(ac) + H_2S(ac) \rightarrow S(s) + 2 HCl(ac)$

El pH ácido es debido al ácido clorhídrico producido. Dicho ácido es fuerte, por lo que se disocia completamente.



Se relacionan el pH, la concentración de iones oxonio y la concentración inicial.

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(C) \longrightarrow [H_3O^+] = C = 10^{-pH} = 10^{-3,83} = 1,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Se calculan la cantidad (en mol) de HCl.

$$n = C \cdot V = 1,48 \cdot 10^{-4} \cdot 25000 = 3,7 \text{ mol de HCl}$$

Ejercicio 2A

En una planta potabilizadora se trataron 25 m³ de agua (1 m³ = 1000 L), que contenían una cantidad desconocida de sulfuro de hidrógeno, con un exceso de Cl₂. Responda las siguientes cuestiones:

b) Al finalizar la reacción, el pH de la disolución resultó ser 3,83. Calcule la cantidad de H₂S, en gramos, presente en el agua tratada (desprecie el efecto de la disociación ácida del H₂S en agua). **(1 punto)**

Se calcula mediante factores de conversión la cantidad de sulfuro de hidrógeno. $Cl_2(ac) + H_2S(ac) \rightarrow S(s) + 2 HCl(ac)$

$$3,7 \text{ mol de } HCl \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2S}{2 \text{ mol } HCl} = 1,85 \text{ mol } H_2S$$

Se calcula la masa molar del sulfuro de hidrógeno:

$$M(H_2S) = 2 \cdot M(H) + M(S) = 2 \cdot 1,008 + 32,06 = \mathbf{34,076 \text{ g/mol}}$$

Se calcula la masa, en gramos, de sulfuro de hidrógeno:

$$m = n \cdot M(H_2S) = 1,85 \cdot 34,076 = 63,04 \text{ g de } H_2S$$

Hay **63,04 g de H₂S** en los 25 m³ de agua tratada.

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 2B

JULIO 2025

EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD Y ÁCIDO-BASE



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 Dalton: $p_i = x_i P$

Ecuación de Arrhenius: $k = A e^{-E_a/RT}$

2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$

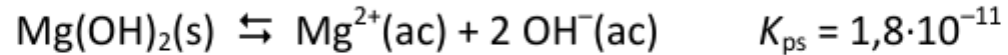
Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

Ejercicio 2B

Opción 2.B. (2 puntos)

El hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$, un compuesto que se utiliza para aliviar el ardor de estómago, es poco soluble en agua:



- a) Se ha preparado una disolución saturada de $Mg(OH)_2$ en una disolución acuosa que contenía $OH^{-}(ac)$. Tras alcanzarse el equilibrio, el pH de la disolución resultó ser 9,0. Calcule la concentración de $Mg^{2+}(ac)$ en dicha disolución. **(1 punto)**
- b) Discuta razonadamente si la solubilidad del $Mg(OH)_2$ aumentará o disminuirá al bajar el pH de la disolución acuosa. **(1 punto)**

Se relacionan el pH, la concentración de iones oxonio e hidróxido. Supongo que la temperatura es $25^{\circ}C$ ($K_w = 10^{-14}$)

$$pH = -\log[H_3O^+] \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-9} \text{ mol/L}$$

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \longrightarrow [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Aplicando la ley de acción de masas se calcula la concentración de ion magnesio.

$$K_{PS} = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 \longrightarrow [Mg^{2+}] = \frac{K_{PS}}{[OH^-]^2} = \frac{1,8 \cdot 10^{-11}}{(10^{-5})^2} = 0,18 \text{ mol/L}$$

La concentración de ion magnesio es, **0,18 mol/L.**



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 3

JULIO 2025

EL ÁTOMO Y EL ENLACE QUÍMICO



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 Dalton: $p_i = x_i P$

Ecuación de Arrhenius: $k = A e^{-E_a/RT}$

2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$

Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

Ejercicio 3

Ejercicio 3. (2 puntos)

El fósforo y el azufre son elementos no metálicos que se encuentran presentes en moléculas con actividad biológica. No es este el caso del cloro, a pesar de ser un elemento muy abundante en la corteza terrestre.

a) Escriba la configuración electrónica de estado fundamental de los elementos fósforo, azufre y cloro. **(0,6 puntos)**

b) Deduzca los iones más probables que formarán el azufre y el cloro y escriba sus configuraciones electrónicas. **(0,4 puntos)**

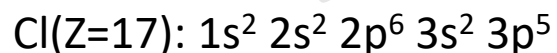
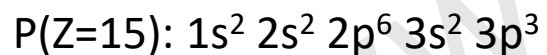
Conteste a **una** de las siguientes cuestiones:

c1) De acuerdo con la regla del octeto, deduzca la fórmula empírica del compuesto que puede formar el azufre con el cloro. Deduzca la geometría de la molécula y discuta su polaridad. **(1 punto)**

c2) Deduzca la fórmula del compuesto que formará el azufre con un elemento del grupo 1 (alcalinos) de la tabla periódica. Razone qué tipo de enlace se forma entre ambos elementos. **(1 punto)**

Solución:

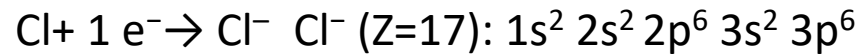
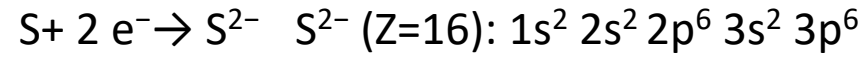
En primer lugar, escribiré la configuración electrónica de los elementos químicos.



Ejercicio 3

b) Deduzca los iones más probables que formarán el azufre y el cloro y escriba sus configuraciones electrónicas.
(0,4 puntos)

La configuración electrónica del ion más estable, y, por lo tanto, más probable, es aquella en la cual el átomo pierde o gana electrones para alcanzar la configuración del gas noble más cercano, normalmente p^6 .



Se observa que las 2 especies iónicas son **isoelectrónicas** con el gas noble argón.

Ejercicio 3

c1) De acuerdo con la regla del octeto, deduzca la fórmula empírica del compuesto que puede formar el azufre con el cloro. Deduzca la geometría de la molécula y discuta su polaridad. **(1 punto)**

Puesto a que S y Cl son dos no metales, su diferencia de electronegatividad no será muy grande y formarán un enlace covalente entre ellos. Para ello deben **compartir electrones**.

La regla del octeto dice que los átomos adquieren la máxima estabilidad cuando tienen **8 electrones** en su última capa.

S(Z=16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ \longrightarrow 6 electrones de valencia \longrightarrow Debe compartir 2 electrones.

Cl(Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ \longrightarrow 7 electrones de valencia \longrightarrow Debe compartir 1 electrón.

Por ello se requiere que un átomo de S se combine con dos átomos de Cl. Se muestra la estructura de Lewis para demostrarlo.



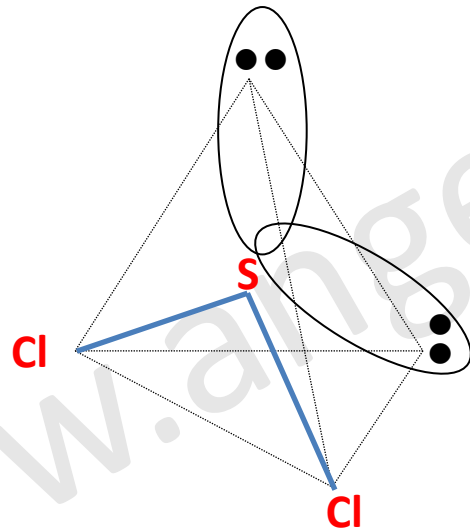
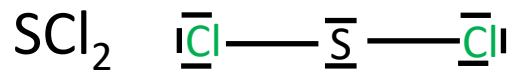
El compuesto es el **SCl₂**

Ejercicio 3

c1) De acuerdo con la regla del octeto, deduzca la fórmula empírica del compuesto que puede formar el azufre con el cloro. Deduzca la geometría de la molécula y discuta su polaridad. (1 punto)

Para estudiar la geometría, utilizaremos la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, que dice lo siguiente:

Los pares de electrones de valencia alrededor de un átomo se repelen mutuamente, y, por lo tanto, adoptan una disposición espacial que minimiza esta repulsión.

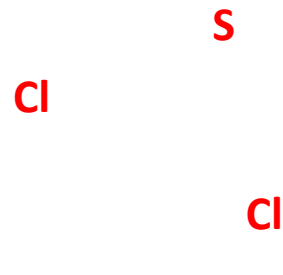
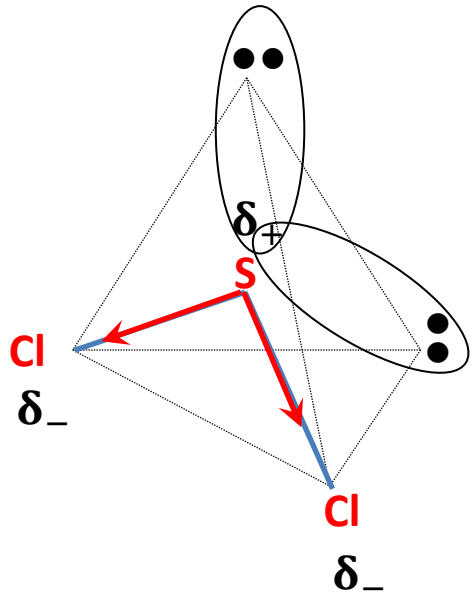


Debido que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Pero sólo dos de las nubes electrónicas del S forman enlaces, por ello la geometría molecular es **angular**. Los pares no enlazantes no se utilizan en la geometría molecular.

Ejercicio 3



Se observa que la suma vectorial de los momentos dipolares no es nula. Por lo tanto, la molécula de SCl_2 es **polar**.



www.angelcuesta.com

Ejercicio 3

c2) Deduzca la fórmula del compuesto que formará el azufre con un elemento del grupo 1 (alcalinos) de la tabla periódica. Razone qué tipo de enlace se forma entre ambos elementos. **(1 punto)**

Los elementos del grupo de los alcalinos forman iones con una carga positiva, M^+ .

Anteriormente hemos demostrado que el ion más estable que forma el azufre es S^{2-} .

Puesto que la diferencia de electronegatividad entre un metal alcalino y el azufre es lo suficientemente elevada, formarán un compuesto iónico. **El enlace formado se llama enlace iónico.**

La fórmula del compuesto se obtiene teniendo en cuenta que la suma de las cargas debe ser cero.

El compuesto es el **M_2S**

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 4

JULIO 2025

EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE



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 Dalton: $p_i = x_i P$

Ecuación de Arrhenius: $k = A e^{-E_a/RT}$

2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$

Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

Ejercicio 4

Ejercicio 4. (2 puntos)

Se dispone de una disolución de un ácido débil monoprótico, HA, de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, cuyo grado de ionización es del 12 %.

a) Calcule el pH de la disolución y el valor de la constante de acidez. **(1 punto)**

Conteste a una de las siguientes cuestiones:

b1) Calcule el pH de la disolución resultante al añadir 80 mL de agua a 20 mL de la disolución anterior. Considere que los volúmenes son aditivos. **(1 punto)**

b2) Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. **(0,5 puntos cada subapartado)**

- i) Si diluimos una disolución de un ácido fuerte, como el ácido clorhídrico, el grado de ionización se mantiene constante.
- ii) Si mezclamos 20 mL de una disolución del ácido HA, de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, con 20 mL de una disolución de NaOH de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la disolución resultante es ácida.

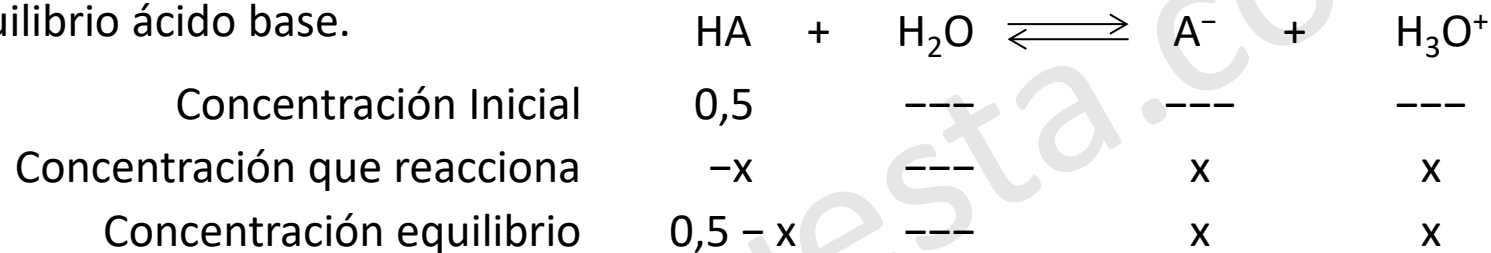
WWW.

Ejercicio 4

Se dispone de una disolución de un ácido débil monoprótico, HA, de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, cuyo grado de ionización es del 12 %.

a) Calcule el pH de la disolución y el valor de la constante de acidez. (1 punto)

Solución: Se escribe el equilibrio ácido base.



Se calcula el valor de x, con ayuda del dato del porcentaje de ionización.

$$\alpha = \frac{x}{C} \cdot 100 \longrightarrow x = \frac{\alpha \cdot C}{100} = \frac{12 \cdot 0,5}{100} = 0,06 \text{ mol/L}$$

Calculo el pH: $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(0,06) = 1,22$

Aplicando la fórmula de K_a : $K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{0,5 - x} = \frac{(0,06)^2}{0,5 - 0,06} = 8,18 \cdot 10^{-3}$

Solución: el valor de K_a es $8,18 \cdot 10^{-3}$ el pH es **1,22**.

Ejercicio 4

b1) Calcule el pH de la disolución resultante al añadir 80 mL de agua a 20 mL de la disolución anterior. Considere que los volúmenes son aditivos. **(1 punto)**

Para calcular la concentración molar de la disolución diluida, debemos calcular los moles de HA que tomamos de la disolución concentrada (20 mL=0,020 L).

$$M = \frac{n_{HA}}{V_{disolución} (L)} \longrightarrow n_{HA} = M \cdot V_{disolución} (L) = 0,5 \cdot 0,020 = 0,01 \text{ mol de HA}$$

Se calcula la concentración de la disolución diluida a partir los moles y del volumen final (100 mL=0,100 L).

$$M = \frac{n_{HA}}{V_{disolución} (L)} = \frac{0,01}{0,100} = 0,1 \text{ mol/L}$$

Se plantea de nuevo el cuadro de equilibrio.

	HA	+	H ₂ O	\rightleftharpoons	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración inicial	0,1		---		---		---
Concentración que reacciona	-x		---		x		x
Concentración equilibrio	0,1 - x		---		x		x

A partir de la constante K_a :

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = 8,18 \cdot 10^{-3} \longrightarrow x^2 = 8,18 \cdot 10^{-3} \cdot (0,1 - x)$$

© Angel Cuesta Arza

Ejercicio 4

b1) Calcule el pH de la disolución resultante al añadir 80 mL de agua a 20 mL de la disolución anterior. Considere que los volúmenes son aditivos. **(1 punto)**

$$x^2 = 8,18 \cdot 10^{-3} \cdot (0,1 - x) \longrightarrow x^2 = 8,18 \cdot 10^{-4} - 8,18 \cdot 10^{-3} \cdot x$$

Se resuelve la ecuación de segundo grado que nos queda. $x^2 + 8,18 \cdot 10^{-3} \cdot x - 8,18 \cdot 10^{-4} = 0$

Al resolverla, obtenemos dos soluciones. Solo es válida la positiva. $x = 2,48 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

Ahora ya puedo calcular el valor del pH: $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2,48 \cdot 10^{-2}) = 1,61$

Solución: el pH es **1,61**.

Ejercicio 4

b2) Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. **(0,5 puntos cada subapartado)**

i) Si diluimos una disolución de un ácido fuerte, como el ácido clorhídrico, el grado de ionización se mantiene constante.

Un ácido fuerte es aquel que está totalmente dissociado. Si se diluye en agua, sigue siendo fuerte y sigue estando totalmente dissociado. Por ello, el grado de ionización permanece constante. La afirmación es **VERDADERA**.

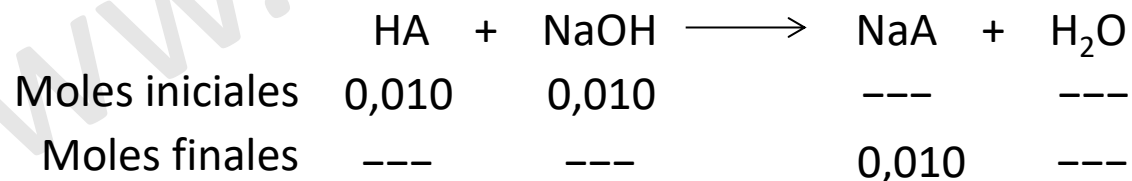
ii) Si mezclamos 20 mL de una disolución del ácido HA, de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, con 20 mL de una disolución de NaOH de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la disolución resultante es ácida.

Se calculan los moles de HA que hay en los 0,020 L de disolución ácida y los moles de NaOH que hay en los 0,020 L.

$$n_{\text{NaOH}} = M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,5 \cdot 0,020 = 0,010 \text{ mol NaOH}$$

$$n_{\text{HA}} = M_{\text{HA}} \cdot V_{\text{HA}} = 0,5 \cdot 0,020 = 0,010 \text{ mol HA}$$

Escribo la reacción de neutralización.



Puesto que la reacción es mol a mol y hay la misma cantidad inicial, en moles, de ácido y de base, se produce una neutralización completa. Por ello, las especies presentes en la disolución al finalizar la reacción son **NaA y agua**.

Ejercicio 4

ii) Si mezclamos 20 mL de una disolución del ácido HA, de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, con 20 mL de una disolución de NaOH de concentración $0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la disolución resultante es ácida.

Por ello, el pH de la disolución vendrá dado por la **reacción de hidrólisis del NaA**.

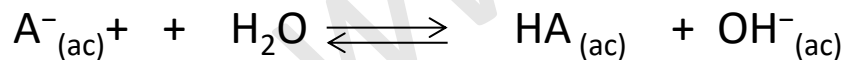


	HA	+	NaOH	→	NaA	+	H ₂ O
Moles iniciales	0,010		0,010		---		---
Moles finales	---		---		0,010		---

El ion Na^+ no sufre reacción de hidrólisis, puesto es el ácido conjugado del NaOH. El NaOH es una base fuerte, por ello su ácido conjugado es tan débil que no presenta reacción ácido-base con el agua. Por eso, el ion Na^+ , no altera el pH de la disolución.



El ion A^- si sufre reacción de hidrólisis, puesto es la base conjugada del HA. El HA es un ácido débil (hemos obtenido su valor de K_a en el apartado a)), por ello su base conjugada presenta reacción ácido-base con el agua. Por eso, el ion A^- , si altera el pH de la disolución. **Se produce la reacción de hidrólisis.**



Como se puede ver, en este segundo equilibrio químico se producen iones hidróxido. Por ello el pH de la disolución **será básico y la afirmación es FALSA.**

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 5

JULIO 2025

**CINÉTICA QUÍMICA
QUÍMICA ORGÁNICA**



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 Dalton: $p_i = x_i P$

Ecuación de Arrhenius: $k = A e^{-E_a/RT}$

2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$

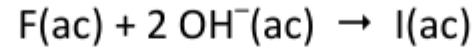
Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$

Ejercicio 5

Ejercicio 5. (2 puntos)

Cierto fármaco, F, reacciona con iones hidroxilo, OH^- , dando lugar a la especie inactiva, I:



Se han determinado las velocidades iniciales de la reacción, obteniéndose los siguientes resultados:

Experimento	$[\text{F}]_0$ ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	$[\text{OH}^-]_0$ ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	v_0 ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$)
1	0,01	0,002	$3,40\cdot 10^{-4}$
2	0,02	0,002	$1,36\cdot 10^{-3}$
3	0,01	0,004	$6,80\cdot 10^{-4}$

Responda razonadamente a estas cuestiones:

- a)** Deduzca el orden de reacción respecto de cada reactivo y escriba la ley de velocidad de la reacción. **(0,7 puntos)**
- b)** Calcule la constante de velocidad de la reacción, con las unidades correspondientes. **(0,3 puntos)**

www.ang

Ejercicio 5

Experimento	$[F]_0$ (mol·L ⁻¹)	$[OH^-]_0$ (mol·L ⁻¹)	v_0 (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,01	0,002	$3,40 \cdot 10^{-4}$
2	0,02	0,002	$1,36 \cdot 10^{-3}$
3	0,01	0,004	$6,80 \cdot 10^{-4}$

a) Deduzca el orden de reacción respecto de cada reactivo y escriba la ley de velocidad de la reacción. **(0,7 puntos)**

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

Comparando los experimentos 1 y 2 donde la concentración de OH^- permanece constante:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k \cdot [F]_1^\alpha \cdot [OH^-]_1^\beta}{k \cdot [F]_2^\alpha \cdot [OH^-]_2^\beta} \longrightarrow \frac{3,4 \cdot 10^{-4}}{1,36 \cdot 10^{-3}} = \frac{k \cdot 0,01^\alpha \cdot \cancel{0,002^\beta}}{k \cdot 0,02^\alpha \cdot \cancel{0,002^\beta}} \longrightarrow \frac{1}{4} = \frac{1}{2^\alpha} \longrightarrow \alpha = 2$$

Comparando los experimentos 1 y 3 donde la concentración de F permanece constante:

$$\frac{v_1}{v_3} = \frac{k \cdot [F]_1^\alpha \cdot [OH^-]_1^\beta}{k \cdot [F]_3^\alpha \cdot [OH^-]_3^\beta} \longrightarrow \frac{3,4 \cdot 10^{-4}}{6,8 \cdot 10^{-4}} = \frac{k \cdot \cancel{0,01^\alpha} \cdot 0,002^\beta}{k \cdot \cancel{0,01^\alpha} \cdot 0,004^\beta} \longrightarrow \frac{1}{2} = \frac{1}{2^\beta} \longrightarrow \beta = 1$$

La ley de velocidad es: $v = k \cdot [F]^2 \cdot [OH^-]$

La reacción es de **segundo orden** respecto de F y de **primer orden** respecto de OH^- .

Ejercicio 5

Experimento	$[F]_0$ (mol·L ⁻¹)	$[OH^-]_0$ (mol·L ⁻¹)	v_0 (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,01	0,002	$3,40 \cdot 10^{-4}$
2	0,02	0,002	$1,36 \cdot 10^{-3}$
3	0,01	0,004	$6,80 \cdot 10^{-4}$

b) Calcule la constante de velocidad de la reacción, con las unidades correspondientes. (0,3 puntos)

Solución: Recordamos que: $v = k \cdot [F]^2 \cdot [OH^-]$

Se despeja la constante de velocidad: $k = \frac{v}{[F]^2 \cdot [OH^-]}$

Se sustituyen los datos de uno de los experimentos. Las unidades se obtienen aplicando las propiedades de las potencias:

$$k = \frac{3,4 \cdot 10^{-4} \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}\text{)}}{0,01^2 \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1}\text{)}^2 \cdot 0,002 \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1}\text{)}}$$

$$k = 1700 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1} = 1700 \left(\frac{\text{L}}{\text{mol}} \right)^2 \cdot \text{s}^{-1} = 1700 \text{ M}^{-2} \cdot \text{s} = 1700 \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$$

$$k = 1700 \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$$

Como se puede ver, hay muchas formas distintas de expresar las unidades de la constante de velocidad, **lo importante es darse cuenta de que dichas unidades, dependen del orden global de la reacción.**

Ejercicio 5

c2) Proponga dos isómeros compatibles con la fórmula molecular $C_4H_{10}O$ y nómbralos. (1 punto)

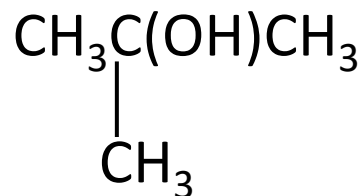
Un isómero estructural en química orgánica es un compuesto que tiene la misma fórmula molecular que otro compuesto, pero una estructura diferente. Esto significa que los átomos están conectados de manera diferente, lo que da lugar a diferentes propiedades físicas y químicas.

Existen varios tipos de isómeros estructurales:

Isomería de cadena: Diferente disposición de la cadena carbonada.

Isomería de posición: El grupo funcional está en diferentes posiciones.

Isomería de grupo funcional: Diferentes grupos funcionales, aunque la fórmula molecular sea la misma.



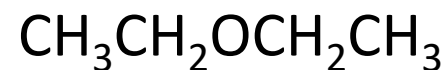
2-metilpropan-2-ol

Grupo alcohol



Butan-2-ol

Grupo alcohol



Dietiléter

Grupo éter

Se han puesto 3 isómeros en lugar de 2 con fines pedagógicos.