



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 1

JULIO 2026

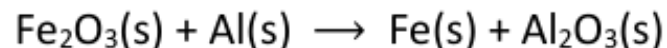
ESTEQUIOMETRÍA-TERMOQUÍMICA

©Angel Cuesta Arza



Ejercicio 1

La reacción de aluminotermia es un proceso altamente exotérmico en el que se obtiene hierro fundido y que permite, por ejemplo, soldar los raíles del ferrocarril. Este proceso se basa en la reacción de aluminio con óxido de hierro(III), Fe_2O_3 , de acuerdo con la ecuación química siguiente, **no ajustada**:



Se dispone de 100 g de Fe_2O_3 y de una cantidad de aluminio metálico en polvo suficiente para completar la reacción.

- a) Ajuste la ecuación química y calcule la cantidad mínima, en gramos, de aluminio metálico necesaria para reaccionar completamente con los 100 g de Fe_2O_3 . **(0,5 puntos)**
- b) Calcule la cantidad, en gramos, de hierro producida en la reacción. **(0,5 puntos)**
- c) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción y la energía producida en forma de calor en el proceso. **(0,5 puntos)**
- d) La energía liberada en este proceso, ¿es suficiente para fundir el hierro obtenido? Justifique la respuesta. **(0,5 puntos)**

Datos: variación de entalpía estándar de formación, ΔH°_f ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$: $-824,0$; $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$: $-1675,0$;
variación de entalpía de fusión del hierro: $13,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Ejercicio 1

Se dispone de 100 g de Fe_2O_3 y de una cantidad de aluminio metálico en polvo suficiente para completar la reacción.

a) Ajuste la ecuación química y calcule la cantidad mínima, en gramos, de aluminio metálico necesaria para reaccionar completamente con los 100 g de Fe_2O_3 . **(0,5 puntos)**

Solución: En primer lugar, debemos ajustar la ecuación química dada. $\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + 2 \text{Al}(s) \rightarrow 2 \text{Fe}(s) + \text{Al}_2\text{O}_3(s)$

A continuación, se toman datos y se calculan las masas molares (a partir de los datos de la tabla periódica del examen).

Datos: Masa $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 100 \text{ g}$ $MM(\text{Al}) = 26,98 \text{ g/mol}$ $MM(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$

$MM(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 16,00 = 159,7 \text{ g/mol}$ $MM(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 16,00 = 101,96 \text{ g/mol}$

Se calculan los gramos de Al mediante los factores de conversión correspondientes.

Debes tener en cuenta el esquema siguiente:

masa de reactivo 1 (Fe_2O_3) $\rightarrow$ moles (Fe_2O_3) $\rightarrow$ relación estequiométrica $\rightarrow$ moles (Al) $\rightarrow$ masa de reactivo 2 (Al).

$$100 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{Al}}{1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{26,98 \text{ g } \text{Al}}{1 \text{ mol } \text{Al}} \approx 33,79 \text{ g de Al}$$

La cantidad mínima, en gramos, de aluminio metálico necesaria para reaccionar completamente con los 100 g de Fe_2O_3 es **33,79 g de Al.**

Ejercicio 1

b) Calcule la cantidad, en gramos, de hierro producida en la reacción. **(0,5 puntos)** $Fe_2O_3(s) + 2 Al(s) \rightarrow 2 Fe(s) + Al_2O_3(s)$

Datos: Masa $Fe_2O_3 = 100\text{ g}$ $MM(Al) = 26,98\text{ g/mol}$ $MM(Fe) = 55,85\text{ g/mol}$

$MM(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 16,00 = 159,7\text{ g/mol}$ $MM(Al_2O_3) = 2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 16,00 = 101,96\text{ g/mol}$

Se calculan los gramos de Fe mediante los factores de conversión correspondientes.

Debes tener en cuenta el esquema siguiente:

masa de reactivo 1 (Fe_2O_3) $\rightarrow$ moles (Fe_2O_3) $\rightarrow$ relación estequiométrica $\rightarrow$ moles (Fe) $\rightarrow$ masa de producto (Fe).

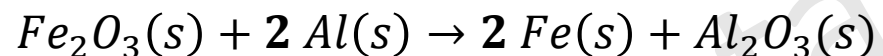
$$100\text{ g } Fe_2O_3 \cdot \frac{1\text{ mol } Fe_2O_3}{159,7\text{ g } Fe_2O_3} \cdot \frac{2\text{ mol } Fe}{1\text{ mol } Fe_2O_3} \cdot \frac{55,85\text{ g } Fe}{1\text{ mol } Fe} \approx 69,94\text{ g de } Fe$$

La cantidad, en gramos, de hierro producida en la reacción es **69,94 g de Fe.**

Ejercicio 1

c) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción y la energía producida en forma de calor en el proceso. (0,5 puntos)

Datos: variación de entalpía estándar de formación, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): Fe₂O₃(s): - 824,0; Al₂O₃(s): - 1675,0;
variación de entalpía de fusión del hierro: 13,8 kJ·mol⁻¹.



En primer lugar, se calcula la entalpía estándar de la reacción a partir de las entalpías estándar de formación.

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

$$\Delta H_{Reacción}^\circ = \Delta H_f^\circ(Al_2O_3) + 2 \cdot \Delta H_f^\circ(Fe) - \Delta H_f^\circ(Fe_2O_3) - 2 \cdot \Delta H_f^\circ(Al)$$

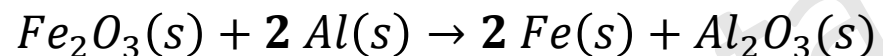
$$\Delta H_{Reacción}^\circ = -1675,0 + 2 \cdot 0 - (-824,0) - 2 \cdot 0 = -851 \text{ kJ}$$

La variación de entalpía estándar de la reacción es **-851 kJ**.

Ejercicio 1

c) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción y la energía producida en forma de calor en el proceso. (0,5 puntos)

Datos: variación de entalpía estándar de formación, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): Fe₂O₃(s): - 824,0; Al₂O₃(s): - 1675,0;
variación de entalpía de fusión del hierro: 13,8 kJ·mol⁻¹.



Se calcula la energía producida mediante los factores de conversión correspondientes.

Debes tener en cuenta el esquema siguiente:

masa de reactivo 1 (Fe₂O₃) → moles (Fe₂O₃) → energía liberada según la ecuación termoquímica → Calor desprendido (kJ)

$$100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{851 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \approx 532,87 \text{ kJ se producen}$$

La energía producida en forma de calor en el proceso es **532,87 kJ**.

NOTA: Si utilizas el valor de la entalpía negativo obtendrás un valor negativo del calor. Este signo negativo indica que el calor se desprende. Sin embargo, cuando se pide la cantidad de energía producida o liberada en forma de calor, es habitual expresar su valor como una magnitud positiva. Por ello, indicamos que se liberan 532,87 kJ.

d) La energía liberada en este proceso, ¿es suficiente para fundir el hierro obtenido? Justifique la respuesta. (0,5 puntos)

Datos: variación de entalpía estándar de formación, ΔH°_f (kJ·mol⁻¹): Fe₂O₃(s): - 824,0; Al₂O₃(s): - 1675,0;
variación de entalpía de fusión del hierro: 13,8 kJ·mol⁻¹.

Se calcula la energía necesaria para fundir los 69,94 g de Fe obtenidos en el proceso (**apartado b**).

Debes tener en cuenta el esquema siguiente:

masa de producto (Fe) → moles (Fe) → entalpía de fusión del Fe → Calor necesario para fundir el Fe.

$$69,94 \text{ g de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} \cdot \frac{13,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Fe}} \approx 17,28 \text{ kJ se necesitan para fundir el Fe}$$

Con los datos proporcionados, la energía liberada en la reacción, **532,87 kJ**, es muy superior a los **17,28 kJ** necesarios para la fusión del hierro obtenido, por lo que es suficiente para fundirlo.

NOTA: Estrictamente, si partimos de hierro sólido a temperatura estándar, para fundirlo realmente habría que suministrar además la energía necesaria para calentarlo hasta su punto de fusión. Ese aporte energético adicional no puede calcularse con los datos proporcionados en el enunciado.



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 2A

JULIO 2026

REDOX-ELECTRÓLISIS

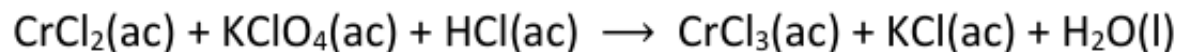
©Angel Cuesta Arza



Ejercicio 2A

Opción 2.A. (2 puntos)

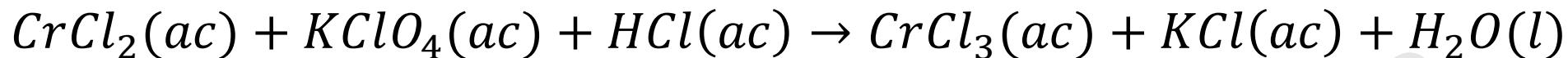
El cloruro de cromo(III), CrCl_3 , tiene múltiples aplicaciones. Se utiliza como catalizador en la polimerización de olefinas, en el cromado de metales, en la industria textil para la fijación de colorantes, etc. En medio ácido, el cloruro de cromo(II), CrCl_2 , reacciona con el perclorato de potasio, KClO_4 , para dar CrCl_3 de acuerdo con la ecuación química, **no ajustada**:



- a) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la reacción global ajustada. **(1 punto)**
- b) Se realiza el cromado de una pieza metálica, depositando cromo sobre la superficie, mediante la electrólisis de una disolución de $\text{Cr}^{3+}(\text{ac})$, aplicando una intensidad de 3 amperios durante 90 minutos. Calcule la cantidad, en gramos, de Cr que se depositará. **(1 punto)**

www.ang

Ejercicio 2A

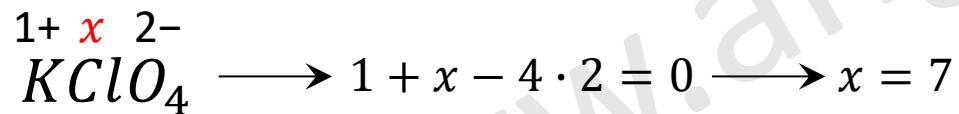
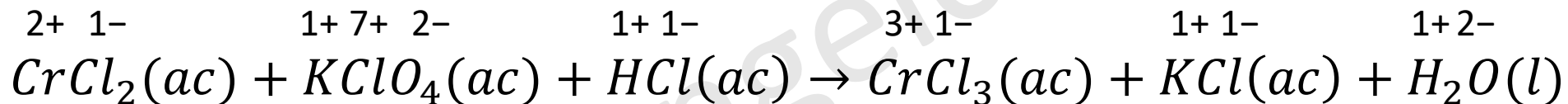


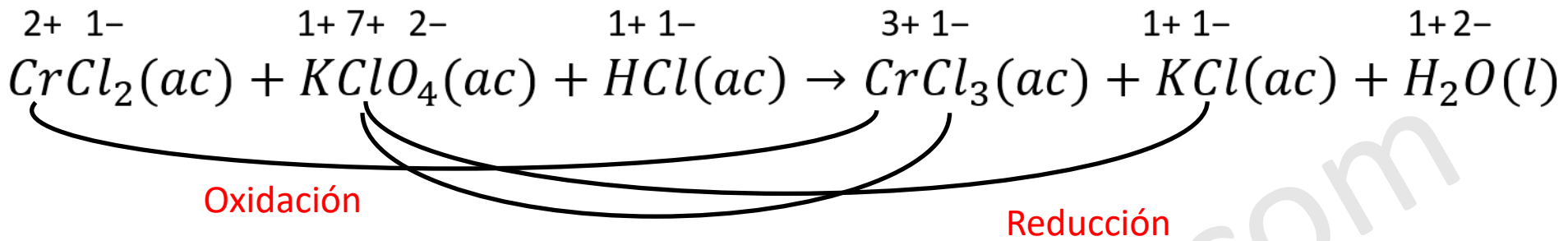
a) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la reacción global ajustada.

Solución:

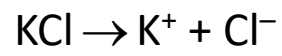
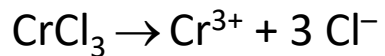
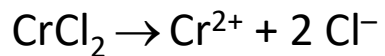
Puesto que es una reacción de intercambio de electrones, debemos ajustar la reacción mediante el método del ion-electrón.

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



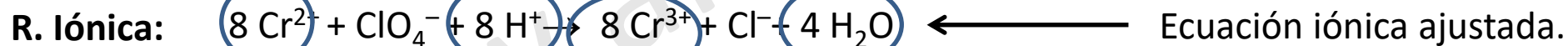
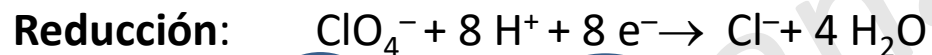
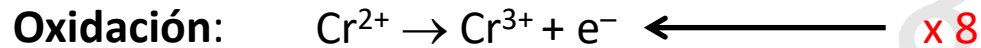


Se identifican las especies que se oxidan y se reducen. Escribimos las moléculas o iones presentes en disolución.

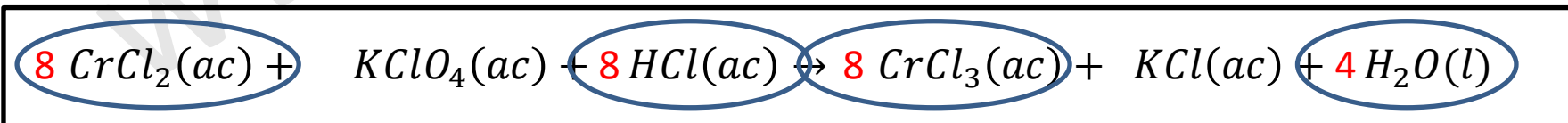


H_2O está sin disociar.

Ahora, escribiremos las semirreacciones de oxidación y reducción, a partir de los iones y moléculas en disolución.



Escribimos la reacción química completa utilizando los coeficientes hallados y añadiendo las moléculas o iones que no intervienen directamente en la reacción redox:



Finalmente, comprobamos que todos los elementos quedan correctamente ajustados.

b) Se realiza el cromado de una pieza metálica, depositando cromo sobre la superficie, mediante la electrólisis de una disolución de $\text{Cr}^{3+}(\text{ac})$, aplicando una intensidad de 3 amperios durante 90 minutos. Calcule la cantidad, en gramos, de Cr que se depositará.

La reducción se llevará a cabo en el cátodo. La semirreacción es: $\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$

Calculo la cantidad de carga consumida en 90 minutos (5400 segundos): $I = \frac{Q}{t} \longrightarrow Q = I \cdot t = 3 \cdot 5400 = 16200 \text{ C}$

Se calculan los gramos de Cr depositado mediante los factores de conversión correspondientes.

Debes tener en cuenta el esquema siguiente:

Carga consumida (C) $\rightarrow$ mol e^- (Nº de Faraday) $\rightarrow$ relación estequiométrica $\rightarrow$ moles (Cr) $\rightarrow$ masa de producto (Cr).

$$16200 \cancel{\text{C}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol e}^-}}{96485 \cancel{\text{C}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol Cr}}}{3 \cancel{\text{mol e}^-}} \cdot \frac{51,99 \text{ g Cr}}{1 \cancel{\text{mol Cr}}} \approx 2,91 \text{ g de Cr}$$

La cantidad, en gramos, de Cr que se depositará es **2,91 g de Cr**.



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 2B

JULIO 2026

EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE

©Angel Cuesta Arza



Ejercicio 2B

El ácido propanoico, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$, con constante de acidez K_a ($25\text{ }^\circ\text{C}$) = $1,3 \cdot 10^{-5}$, es un ácido débil que inhibe el crecimiento de hongos cuando se encuentra en una proporción del 1 % en masa. Con tal finalidad, se prepara un litro de una disolución de esa riqueza. Calcule:

- a) La concentración, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de dicha disolución, suponiendo que la densidad de la disolución es $1\text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$. **(0,5 puntos)**
- b) El pH de la disolución. **(1 punto)**
- c) El porcentaje del ácido propanoico que se ha disociado. **(0,5 puntos)**

Puesto que las disoluciones son mezclas homogéneas y estables, su concentración no depende de la cantidad de disolución. Ello me permite calcular su concentración tomando una base de cálculo. En este caso, me conviene tomar **100 gramos de disolución**.

La disolución tiene una concentración del 1 % en masa. Por ello, en 100 gramos de disolución habrá **1 gramo de ácido propanoico** (el soluto) y 99 gramos de agua (el disolvente).

Se calcula la masa molar del ácido propanoico y su cantidad en moles.

$$MM(\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}) = 3 \cdot 12,01 + 2 \cdot 16,00 + 6 \cdot 1,01 = 74,09\text{ g/mol}$$

$$n_{\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}} = \frac{m_{\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}}}{MM(\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH})} = \frac{1}{74,09} = 0,0135\text{ mol de } \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$$

Ejercicio 2B

a) La concentración, en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, de dicha disolución, suponiendo que la densidad de la disolución es $1\text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$. **(0,5 puntos)**

Se calcula el volumen de disolución de ácido propanoico. Para ello debo expresar la densidad en g/mL.

$$1 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

$$d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V_{\text{disolución}}} \longrightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{m_{\text{disolución}}}{d} = \frac{100}{1} = 100 \text{ mL de disolución} = 0,1 \text{ L de disolución.}$$

Se calcula la molaridad. Se recuerda que: $n_{\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}} = 0,0135 \text{ mol de CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$

$$M = [\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}] = \frac{n_{\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}}}{V_{\text{disolución}} (\text{L})} = \frac{0,0135}{0,1} = 0,135 \text{ mol/L}$$

La concentración de la disolución de ácido propanoico es **0,135 mol/L**.

Ejercicio 2B

b) El pH de la disolución. Dato: $K_a(CH_3 - CH_2 - COOH) = 1,3 \cdot 10^{-5}$

Se escribe el cuadro de equilibrio. Se recuerda que $[CH_3 - CH_2 - COOH]_0 = [HA]_0 = 0,135 \text{ mol/L}$

	HA	+	H ₂ O	$\rightleftharpoons$	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración Inicial	0,135		---		0		0
Variación de la concentración	-x		---		x		x
Concentración equilibrio	0,135 - x		---		x		x

Aplicando la fórmula de K_a : $K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{0,135 - x} = 1,3 \cdot 10^{-5} \longrightarrow 1,3 \cdot 10^{-5} \cdot (0,135 - x) = x^2$

Se resuelve la ecuación de segundo grado que nos queda. $x^2 + 1,3 \cdot 10^{-5} \cdot x - 1,755 \cdot 10^{-6} = 0$

Al resolverla, obtenemos dos soluciones. Solo es válida la positiva. $x = 1,318 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Ahora ya puedo calcular el valor del pH: $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1,318 \cdot 10^{-3}) = 2,88$

El pH de la disolución de ácido propanoico es **2,88**.

Ejercicio 2B

c) El porcentaje del ácido propanoico que se ha disociado.

Calculo el grado de ionización utilizando la fórmula correspondiente.

	HA	+	H ₂ O	$\rightleftharpoons$	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración Inicial	0,135		---		0		0
Variación de la concentración	-x		---		x		x
Concentración equilibrio	0,135 - x		---		x		x

$$\alpha = \frac{x}{[HA]_0} \cdot 100 = \frac{1,318 \cdot 10^{-3}}{0,135} \cdot 100 \approx \mathbf{0,976 \%}$$

El porcentaje de ácido propanoico que se ha disociado es del **0,976 %**.



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 3

JULIO 2026

ENLACE QUÍMICO – NÚMEROS CUÁNTICOS

©Angel Cuesta Arza



Ejercicio 3

Considere estas moléculas: OCl_2 y CBr_4 .

a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de cada molécula y deduzca su geometría. **(0,6 puntos)**

b) Discuta la polaridad de cada molécula. **(0,4 puntos)**

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

O(Z=8): $1s^2 2s^2 2p^4$ → 6 electrones de valencia

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

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

Br(Z=35): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ → 7 electrones de valencia

De forma general, las moléculas covalentes cumplen **la regla del octeto**, es decir, los átomos que las forman tienen tendencia a tener 8 electrones en su capa de valencia. Aunque **hay excepciones como el hidrógeno** (que llena su capa de valencia con 2 electrones).

Ejercicio 3

Considere estas moléculas: OCl_2 y CBr_4 .

a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de cada molécula y deduzca su geometría. **(0,6 puntos)**

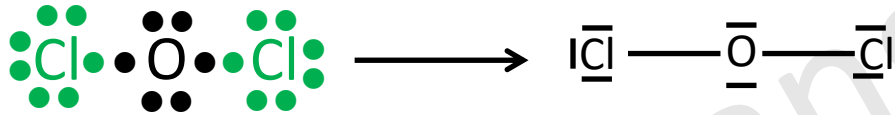
b) Discuta la polaridad de cada molécula. **(0,4 puntos)**

Comienzo con la molécula de OCl_2 .

El átomo de cloro necesita 1 electrón, por lo que cada cloro formará un enlace sencillo.

El átomo de oxígeno necesita 2 electrones, por lo que el átomo de oxígeno formará dos enlaces sencillos.

La única forma de satisfacer simultáneamente esos requisitos es que **un átomo de oxígeno** se enlace con **dos átomos de cloro** mediante enlaces simples.

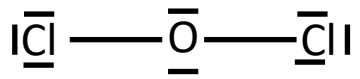


Ejercicio 3

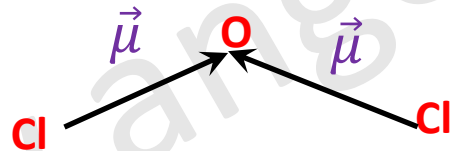
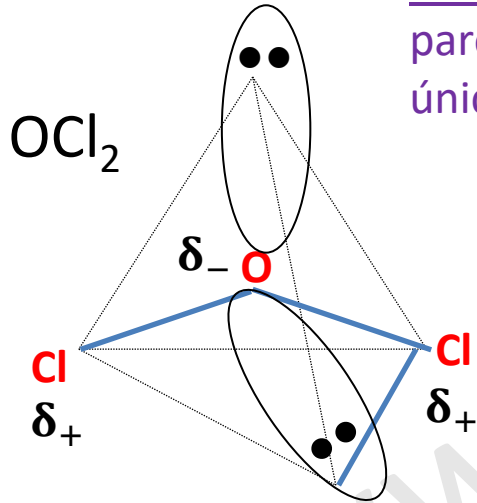
Considere estas moléculas: OCl_2 y CBr_4 .

a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de cada molécula y deduzca su geometría. **(0,6 puntos)**

b) Discuta la polaridad de cada molécula. **(0,4 puntos)**



Debido a que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, según la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, éstas adoptan una **disposición tetraédrica** (disposición que minimiza la repulsión). Como el átomo de oxígeno tiene dos pares no enlazantes, la disposición electrónica es tetraédrica, pero, al considerar únicamente la posición de los átomos, **la geometría molecular es angular**.



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

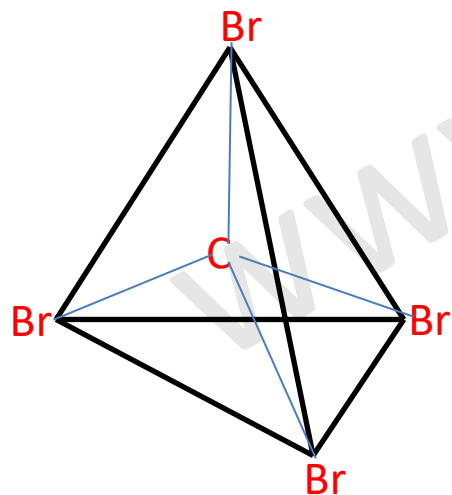
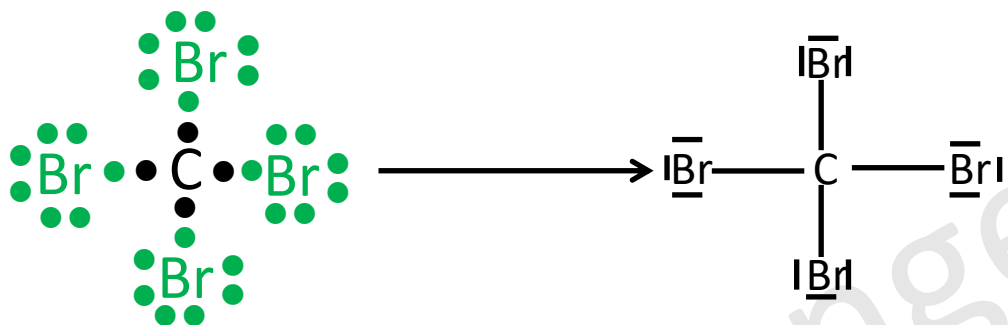
Considere estas moléculas: OCl_2 y CBr_4 .

a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de cada molécula y deduzca su geometría. **(0,6 puntos)**

b) Discuta la polaridad de cada molécula. **(0,4 puntos)**

Continúo con la molécula de CBr_4 .

Como el carbono necesita 4 electrones para llenar la capa de valencia, compartirá un electrón con cada uno de los átomos de bromo. Así tanto el carbono como el bromo cumplirán la regla del octeto.



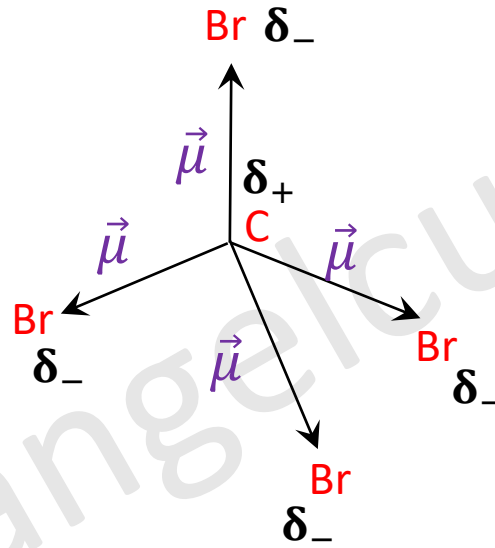
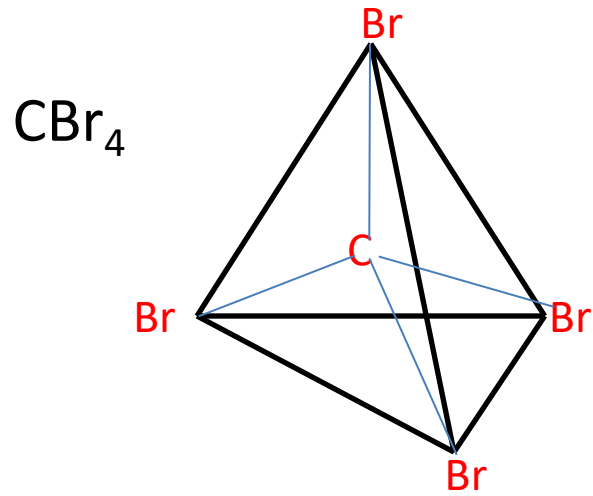
Debido a que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, según la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Por consiguiente, la molécula presenta una **geometría tetraédrica**.

Ejercicio 3

Considere estas moléculas: OCl_2 y CBr_4 .

a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de cada molécula y deduzca su geometría. **(0,6 puntos)**

b) Discuta la polaridad de cada molécula. **(0,4 puntos)**



En este caso, por la simetría de la molécula, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos se anulan. Por lo que la molécula es **apolar**.

Ejercicio 3

c1) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: **(0,5 puntos cada subapartado)**

- i) El CBr_4 es muy soluble en benceno, C_6H_6 .
- ii) El OCl_2 es un gas bastante soluble en agua.

- i) **Verdadera.** Dado que ambas sustancias son apolares, el CBr_4 será muy soluble en el benceno.
- ii) **Verdadera.** Al ser una molécula polar, se disolverá muy bien en agua, ya que el agua es un disolvente polar.

Ejercicio 3

c2) Justifique si los siguientes conjuntos de números cuánticos, (n, ℓ, m_ℓ, m_s) , son posibles o no: **(0,5 puntos cada subapartado)**

i) $(2, 3, -1, +\frac{1}{2})$

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

ii) $(3, 2, -2, -\frac{1}{2})$

Los números cuánticos no pueden tomar cualquier valor. Debemos tener en cuenta que n es el número cuántico asociado al nivel energético y puede tomar como valor sólo números naturales: **(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 debe cumplir que $l < n$. Por otro lado, el número cuántico magnético, m_l , debe verificar que $-l \leq m_l \leq l$ y el número cuántico de spin debe verificar que: $m_s = \pm 1/2$

i) **No es posible**, puesto que incumple la condición $l < n$, que $l = 3$ y $n = 2$.

ii) **Sí es posible**, puesto que cumple todas las condiciones descritas anteriormente ya que: $n = 3, l = 2, m_l = -2, m_s = -1/2$.

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 4

JULIO 2026

EQUILIBRIO QUÍMICO

©Angel Cuesta Arza



No dejes de revisar los ejercicios de pruebas de acceso a la Universidad que tengo en mi canal.
Encontrarás numerosos ejercicios de equilibrio químico que te ayudarán a reforzar este tema.

angelcuesta.com



Equilibrio químico
explicado desde CERO



PAU Junio 2022
Comunidad Valenciana

VÍDEOS ÚTILES PARA REPASAR

En estos vídeos podrás repasar temas interesantes para preparar este examen.

No dejes de revisar mi canal, pues iré añadiendo nuevos.



PAU Junio 2021
Comunidad Valenciana



PAU Septiembre 2020
Comunidad Valenciana



PAU Julio 2020
Comunidad Valenciana



PAU Julio 2019
Comunidad Valenciana



PAU Junio 2019
Comunidad Valenciana

Ejercicio 4

En un recipiente de 2 litros se introducen 3 moles de COBr_2 , 1 mol de CO y 3 moles de Br_2 y se calienta a 73°C , estableciéndose el siguiente equilibrio:



a) La mezcla de reacción, ¿está en equilibrio? Justifíquelo. Si no lo estuviera, indique el sentido en que transcurrirá la reacción. **(1 punto)**

Calculo el cociente de reacción. $Q_c = \frac{[\text{CO}]_0 \cdot [\text{Br}_2]_0}{[\text{COBr}_2]_0} = \frac{\left(\frac{1}{2}\right) \cdot \left(\frac{3}{2}\right)}{\left(\frac{3}{2}\right)} = 0,5$

Calculo el valor de K_c : $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \longrightarrow K_c = \frac{K_p}{(R \cdot T)^{\Delta n}} = \frac{2,55}{[(0,082 \cdot (73 + 273))^{1+1-1}]} = 8,99 \cdot 10^{-2}$

Puesto que $Q_c \neq K_c$ el sistema **no está en equilibrio químico**. Además, dado que $Q_c > K_c$, el cociente de reacción debe disminuir. Por ello, el equilibrio químico se desplazará hacia los **reactivos**, ya que debe disminuir la concentración de productos y aumentar la de reactivos. Por consiguiente, **el sentido en que transcurrirá la reacción es hacia los reactivos**.

Ejercicio 4

b1) Una vez alcanzado el equilibrio, deduzca si la cantidad de Br_2 aumentará, disminuirá o permanecerá constante tras realizar las siguientes acciones: **(0,5 punto cada subapartado)**

i) Un aumento de la temperatura a volumen constante.

ii) Una disminución de la concentración de CO, sin modificar el volumen ni la temperatura.



Se utilizará el principio de Le Chatelier para justificar ambas cuestiones. 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 en la medida que el sistema alcanza una nueva posición de equilibrio.

i) Si se aumenta la temperatura del 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 forma, el sistema se opone parcialmente al aumento de temperatura. Como la reacción directa es exotérmica, el equilibrio se desplaza en el sentido inverso de la reacción, de forma que aumente la cantidad de reactivos y disminuya la de productos. Por consiguiente, La cantidad de Br_2 disminuye.

ii) Al eliminar parte del CO del equilibrio, el equilibrio se desplaza hacia los productos para compensar su disminución. Por ello la cantidad de Br_2 aumenta.

Ejercicio 4

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

i) La variación de entalpía de formación estándar del CO es cero.

ii) Cuando CO y Br₂ reaccionan para formar COBr₂, se desprende energía en forma de calor.



i) **Falsa.** La entalpía de formación estándar es la energía absorbida o desprendida cuando se forma 1 mol de compuesto a partir de sus elementos en sus estados estándar. Solo tiene el valor de 0 en el caso de elementos químicos en su estado estándar. En este caso, **el CO es un compuesto y no un elemento en su estado estándar, por lo que su entalpía estándar de formación no es cero.**

ii) **Falsa.** La reacción de descomposición del COBr₂ es exotérmica y al producirse se desprende calor. Por lo tanto, la reacción inversa (la que se propone en el enunciado), debe ser endotérmica y cuando tiene lugar lo hace **absorbiendo calor.**



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 5

JULIO 2026

**CINÉTICA QUÍMICA
QUÍMICA ORGÁNICA**

EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD



EJERCICIO 5

a) En la reacción $A(g) + 2 B(g) \rightarrow 2 C(g)$, se ha observado que la ley de velocidad es de orden 1 respecto de A y de orden 2 respecto de B. En un experimento se obtiene un valor para la velocidad de reacción de $v = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, cuando $[A] = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y $[B] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

i) Calcule la constante de velocidad con las unidades correspondientes. **(0,5 puntos)**

ii) ¿Es cierto que la velocidad de desaparición de A es igual a la velocidad de aparición de C? Justifique su respuesta. **(0,5 puntos)**

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

Puesto que nos proporcionan los órdenes de reacción, podemos escribir la ecuación de velocidad: $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$

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

$$v = k \cdot [A] \cdot [B]^2 \longrightarrow k = \frac{v}{[A] \cdot [B]^2} \longrightarrow k = \frac{\frac{\text{mol/L}}{\text{s}}}{\text{mol/L} \cdot (\text{mol/L})^2} = (\text{mol/L})^{-2} \cdot \text{s}^{-1} = \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$$

Se calcula el valor: $k = \frac{v}{[A] \cdot [B]^2} = \frac{0,3}{0,05 \cdot (0,01)^2} \approx 60000$

La constante de velocidad es: **60000** $\frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$

EJERCICIO 5

a) En la reacción $A(g) + 2 B(g) \rightarrow 2 C(g)$, se ha observado que la ley de velocidad es de orden 1 respecto de A y de orden 2 respecto de B. En un experimento se obtiene un valor para la velocidad de reacción de $v = 0,3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$, cuando $[A] = 0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y $[B] = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

i) Calcule la constante de velocidad con las unidades correspondientes. **(0,5 puntos)**

ii) ¿Es cierto que la velocidad de desaparición de A es igual a la velocidad de aparición de C? Justifique su respuesta. **(0,5 puntos)**

Según la definición de velocidad de una reacción: $v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{2} \cdot \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{2} \cdot \frac{d[C]}{dt}$

Se puede reescribir la igualdad en función de las velocidades: $v = v_A = \frac{1}{2} \cdot v_B = \frac{1}{2} \cdot v_C$

La velocidad de desaparición de A es: $v_A = v = 0,3 \frac{\text{mol/L}}{\text{s}}$

La velocidad de aparición de C es: $v_C = 2 \cdot v = 2 \cdot 0,3 = 0,6 \frac{\text{mol/L}}{\text{s}}$

Las velocidades son distintas ya que: $v_A = 0,3 \frac{\text{mol/L}}{\text{s}}$ $v_C = 0,6 \frac{\text{mol/L}}{\text{s}}$

EJERCICIO 5

- b) Complete la reacción, nombre los compuestos orgánicos presentes i indique el tipo de reacción de que se trata.
(0,5 puntos)



Bromoetano

A: Etanol

La reacción es una **sustitución nucleófila**.

EJERCICIO 5

c1) Escriba dos posibles isómeros del propan-1-ol (o 1-propanol) y nómbralos. **(0,5 puntos)**

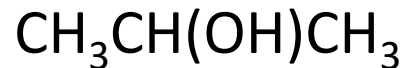
Un isómero estructural en química orgánica es un compuesto que tiene la misma fórmula molecular que otro compuesto, pero una estructura diferente. Esto significa que los átomos están conectados de manera diferente, lo que da lugar a diferentes propiedades físicas y químicas.

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.

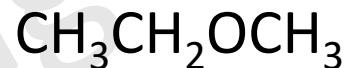
Isomería de función: Diferentes grupos funcionales, aunque la fórmula molecular sea la misma.



Propan-2-ol

Grupo alcohol

Isómero de posición



Etilmetiléter o metoxietano

Grupo éter

Isómero de función

EJERCICIO 5

c2) Calcule la solubilidad, en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$, del cloruro de plata, AgCl , sabiendo que su K_{ps} es $1,8\cdot 10^{-10}$. **(0,5 puntos)**

Se plantea un cuadro de equilibrio:

	AgCl(s)	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+(\text{ac})$	$+$	$\text{Cl}^-(\text{ac})$
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} . $K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$

$$K_{ps} = s \cdot s = s^2 \longrightarrow s = \sqrt{K_{ps}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = 1,3416 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Se calcula primero la masa molar del cloruro de plata

$$MM(\text{AgCl}) = MM(\text{Ag}) + MM(\text{Cl}) = 107,87 + 35,45 = 143,32 \text{ g/mol}$$

Se calcula la solubilidad en g/L. $1,3416 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{143,32 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol}} = 1,92 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$

La solubilidad del cloruro de plata en agua es **$1,92 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$** .