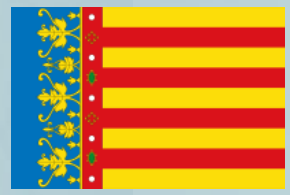
QUÍMICA

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



JUNIO 2025
EJERCICIO 1

EQUILIBRIO QUÍMICO
TERMOQUÍMICA

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: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$;
$c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; K_w (298 K) = 10^{-14}.
1 atm = 1,013 bar = 760 mmHg = $1{,}013 \cdot 10^{5}$ Pa; 1 J = 0,24 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: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Angel Cuesta Arza

EJERCICIO 1

Ejercicio 1. (2 puntos)

El hidrógeno verde, obtenido a partir de fuentes de energía sostenibles, se está convirtiendo en la apuesta más avanzada de la industria energética como combustible del futuro. Una de las propuestas para facilitar su almacenamiento, transporte y posterior utilización es su transformación en amoníaco. El amoníaco se obtiene según el equilibrio:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$$

a) En un reactor de 10 litros de volumen, se depositan inicialmente 0,25 moles de N_2 y 0,75 moles de H_2. Al alcanzarse el equilibrio, a 450 °C, el 21,1 % de los moles de N_2 inicialmente presentes en el reactor se han transformado en NH_3. Calcule los valores de K_p y K_c a esta temperatura. **(1 punto)**

b) Si el experimento se repite en las mismas condiciones del apartado **a)**, pero a la temperatura de 550 °C, el 17,5 % de los moles de N_2 inicialmente presentes en el reactor se transforman en NH_3. Deduzca si la reacción es exotérmica o endotérmica. **(0,5 puntos)**

c) Calcule la cantidad de energía, en forma de calor, que se absorbe o se libera cuando se obtienen 20,0 g de NH_3. **(0,5 puntos)**

Datos: variación de entalpía de formación estándar, ΔH^o_f (kJ·mol^{-1}): $NH_3(g)$: –46,1.

©Angel Cuesta Arza

a) En un reactor de 10 litros de volumen, se depositan inicialmente 0,25 moles de N_2 y 0,75 moles de H_2. Al alcanzarse el equilibrio, a 450 °C, el 21,1 % de los moles de N_2 inicialmente presentes en el reactor se han transformado en NH_3. Calcule los valores de K_p y K_c a esta temperatura.

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \leftrightarrows 2\,NH_3(g)$$

Para calcular los moles de todas las especies en el equilibrio, en lugar de construir el cuadro de equilibrio, haré los cálculos como solemos hacer en estequiometría.

Se calcula la cantidad, en moles, de N_2 que se han transformado en amoniaco.

$$x = 0{,}211 \cdot n_{N_2} = 0{,}211 \cdot 0{,}25 = 0{,}05275\ mol\ de\ N_2\ han\ reaccionado$$

$$n_{N_2}(equilibrio) = n_{N_2}(iniciales) - n_{N_2}(que\ han\ reaccionado) = 0{,}25 - 0{,}05275 = 0{,}19725\ mol\ de\ N_2\ en\ \ equilibrio$$

Se calcula la cantidad, en moles, de NH_3 que se han formado.

$$0{,}05275\ mol\ N_2 \cdot \frac{2\ mol\ NH_3}{1\ mol\ N_2} = 0{,}1055\ mol\ de\ NH_3\ se\ han\ formado$$

Se calcula la cantidad, en moles, de H_2 que han reaccionado.

$$0{,}05275\ mol\ N_2 \cdot \frac{3\ mol\ H_2}{1\ mol\ N_2} = 0{,}15825\ mol\ de\ H_2\ han\ reaccionado$$

Se calcula la cantidad, en moles, de H_2 que hay en el equilibrio.

$$n_{H_2}(equilibrio) = n_{H_2}(iniciales) - n_{H_2}(que\ han\ reaccionado)$$

$$n_{H_2}(equilibrio) = 0{,}75 - 0{,}15825 = 0{,}59175\ mol\ de\ H_2\ en\ el\ equilibrio$$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

EJERCICIO 1

a) En un reactor de 10 litros de volumen, se depositan inicialmente 0,25 moles de N_2 y 0,75 moles de H_2. Al alcanzarse el equilibrio, a 450 °C, el 21,1 % de los moles de N_2 inicialmente presentes en el reactor se han transformado en NH_3. Calcule los valores de K_p y K_c a esta temperatura.

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \leftrightarrows 2\,NH_3(g)$$

Se calculan las concentraciones molares de reactivos y productos para poder aplicar la ley de acción de masas.

$$[N_2] = \frac{n_{N_2}}{V} = \frac{0{,}19725}{10} = 0{,}019725\ mol/L \qquad [H_2] = \frac{n_{H_2}}{V} = \frac{0{,}59175}{10} = 0{,}059175\ mol/L$$

$$[NH_3] = \frac{n_{NH_3}}{V} = \frac{0{,}1055}{10} = 0{,}01055\ mol/L$$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]\cdot[H_2]^3} = \frac{0{,}01055^2}{0{,}019725\cdot 0{,}059175^3} \approx 27{,}23$$

Y se calcula el valor de K_p con la fórmula correspondiente.

$$K_p = K_c\cdot(R\cdot T)^{\Delta n} = 27{,}23\cdot\left(0{,}082\cdot(450+273)\right)^{2-(1+3)} \approx 7{,}75\cdot 10^{-3}$$

Los valores de las constantes de equilibrio pedidas son: $\boldsymbol{K_c = 27{,}23}$ y $\boldsymbol{K_p = 7{,}75\cdot 10^{-3}}$.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

EJERCICIO 1

b) Si el experimento se repite en las mismas condiciones del apartado a), pero a la temperatura de 550 °C, el 17,5 % de los moles de N_2 inicialmente presentes en el reactor se transforman en NH_3. Deduzca si la reacción es exotérmica o endotérmica.

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \leftrightarrows 2\,NH_3(g)$$

Esta cuestión se puede responder de varias formas diferentes, pero la opción que probablemente busca el examinador es la basada en el principio de Le Châtelier. Dicho principio establece que "*si un sistema en equilibrio es sometido a una perturbación (como un cambio en la concentración, temperatura o presión), el sistema se desplazará en una dirección que contrarreste dicha perturbación, buscando un nuevo equilibrio*".

Según dicho principio, si se aumenta la temperatura de un sistema, el sistema se desplazará de forma que absorba calor para compensar la perturbación producida (el aumento de T). Por ello ante un **aumento de temperatura** se desplazará en el **sentido endotérmico**.

En nuestro caso concreto. al aumentar la temperatura observamos que la formación de NH_3 se reduce, y puesto que el equilibrio se desplaza hacia el **lado que absorbe calor**. podemos decir que , la reacción inversa es endotérmica. Y, por ende, la reacción directa es **exotérmica**.

Se concluye, por tanto, que la reacción directa es **exotérmica**.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

EJERCICIO 1

c) Calcule la cantidad de energía, en forma de calor, que se absorbe o se libera cuando se obtienen 20,0 g de NH_3.

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \leftrightarrows 2\,NH_3(g)$$

Datos: variación de entalpía de formación estándar, $\Delta H_f^0(kJ \cdot mol^{-1})$: NH_3: $-46{,}1$

Calculo la entalpía de la reacción directa a partir de las entalpías de formación.

$$\Delta H^o_{Reacción} = \sum \Delta H_f^o(Productos) - \sum \Delta H_f^o(Reactivos)$$

$$\Delta H^o_{Reacción} = 2 \cdot \Delta H_f^o(NH_3) - \Delta H_f^o(N_2) - 3 \cdot \Delta H_f^o(H_2) = 2 \cdot (-46{,}1) - 0 - 3 \cdot 0 = -92{,}2\ kJ$$

Se calcula la masa molar relativa del amoniaco. $MM(NH_3) = MM(N) + 3 \cdot MM(H) = 14{,}01 + 3 \cdot 1{,}01 = 17{,}04\ g/mol$

Se calculan los moles de amoniaco. $n_{NH_3} = \dfrac{m_{NH_3}}{MM(NH_3)} = \dfrac{20}{17{,}04} = 1{,}17\ mol\ de\ NH_3$

Se calcula la cantidad de energía liberada mediante un factor de conversión.

$$1{,}17\ mol\ de\ NH_3 \cdot \frac{-92{,}2\ kJ}{2\ mol\ NH_3} = -53{,}94\ kJ$$

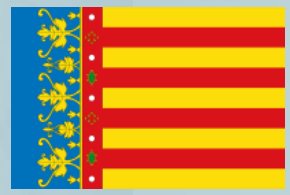
Se liberan $\mathbf{53{,}94\ kJ}$.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

QUÍMICA

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



JUNIO 2025
EJERCICIO 2A

Reacciones redox
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: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$;
$c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; K_w (298 K) = 10^{-14}.
1 atm = 1,013 bar = 760 mmHg = $1{,}013 \cdot 10^{5}$ Pa; 1 J = 0,24 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: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 2A

Opción 2.A. (2 puntos)

El ácido sulfúrico, H_2SO_4, diluido reacciona con el cobre, según la siguiente reacción química, **no ajustada**:

$$H_2SO_4(ac) + Cu(s) \rightarrow CuSO_4(ac) + SO_2(g) + H_2O(l)$$

a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. **(1 punto)**

b) Calcule el volumen de una disolución de ácido sulfúrico del 96 % de riqueza en masa y una densidad de 1,84 $g \cdot mL^{-1}$, necesario para que reaccione completamente con 5,0 g de cobre. **(0,5 puntos)**

c) Calcule el volumen de SO_2, medido a 20 ºC y 740 mmHg, que se obtendría en el apartado anterior. **(0,5 puntos)**

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

$$\overset{1+\ 6+\ 2-}{H_2SO_4}(ac) + \overset{0}{Cu}(s) \rightarrow \overset{2+\ 6+\ 2-}{CuSO_4}(ac) + \overset{4+\ 2-}{SO_2}(g) + \overset{1+\ 2-}{H_2O}(l)$$

$$\overset{x\ \ 6+\ 2-}{CuSO_4} \longrightarrow x + 6 - 4 \cdot 2 = 0 \longrightarrow x = 2$$

$$\overset{x\ \ 2-}{SO_2} \longrightarrow x - 2 \cdot 2 = 0 \longrightarrow x = 4$$

www.angelcu

©Angel Cuesta Arza

$$\overset{1+\ 6+\ 2-}{H_2SO_4}(ac) + \overset{0}{Cu}(s) \rightarrow \overset{2+\ 6+\ 2-}{CuSO_4}(ac) + \overset{4+\ 2-}{SO_2}(g) + \overset{1+\ 2-}{H_2O}(l)$$

Reducción

Oxidación

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

$H_2SO_4 \rightarrow 2\ H^+ + SO_4^{2-}$ $CuSO_4 \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$ Cu, SO_2 y H_2O están sin disociar

Ahora, escribiremos las semiecuaciones de oxidación y reducción, a partir de las especies en disolución.

Oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

Reducción: $SO_4^{2-} + 4\ H^+ + 2e^- \rightarrow SO_2 + 2\ H_2O$

R. Iónica: $Cu + SO_4^{2-} + 4\ H^+ \rightarrow Cu^{2+} + SO_2 + 2\ H_2O$ ← Ecuación iónica ajustada.

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

$$2\ H_2SO_4(ac) + Cu(s) \rightarrow CuSO_4(ac) + SO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

$$\boldsymbol{2\ H_2SO_4(ac) + Cu(s) \rightarrow CuSO_4(ac) + SO_2(g) + 2\ H_2O(l)}$$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 2A

$$\boldsymbol{2\ H_2SO_4(ac) + Cu(s) \rightarrow CuSO_4(ac) + SO_2(g) + 2\ H_2O(l)}$$

b) Calcule el volumen de una disolución de ácido sulfúrico del 96 % de riqueza en masa y una densidad de 1,84 g·mL^{-1}, necesario para que reaccione completamente con 5,0 g de cobre.

En primer lugar, calculo los moles de cobre. $n_{Cu} = \frac{m_{Cu}}{M_r(Cu)} = \frac{5{,}0}{63{,}55} = 0{,}0787\ mol\ Cu$

Se calculan los moles de ácido sulfúrico necesarios mediante un factor de conversión.

$$0{,}0787\ \cancel{mol\ Cu} \cdot \frac{2\ mol\ H_2SO_4}{1\ \cancel{mol\ Cu}} = 0{,}1574\ mol\ H_2SO_4$$

Se calcula la masa molar relativa del ácido sulfúrico y los gramos de ácido sulfúrico.

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1{,}01 + 32{,}07 + 4 \cdot 16{,}00 = 98{,}09\ g/mol\ de\ H_2SO_4$$

$$m_{H_2SO_4} = n_{H_2SO_4} \cdot M_r(H_2SO_4) = 0{,}1574 \cdot 98{,}09 = 15{,}44\ g\ de\ H_2SO_4$$

Se calcula la masa de disolución de ácido sulfúrico:

$$\%(H_2SO_4) = \frac{m_{H_2SO_4}}{m_{disolución}} \cdot 100 \longrightarrow m_{disolución} = \frac{m_{H_2SO_4}}{\%(H_2SO_4)} \cdot 100 = \frac{15{,}44}{96} \cdot 100 = 16{,}08\ g\ de\ disolución.$$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 2A

b) Calcule el volumen de una disolución de ácido sulfúrico del 96 % de riqueza en masa y una densidad de 1,84 g·mL^{-1}, necesario para que reaccione completamente con 5,0 g de cobre.

A partir de la masa de disolución $(16{,}08\ g)$ puedo calcular el volumen de disolución de ácido sulfúrico.

$$d = \frac{m_{disolución}}{V_{disolución}} \longrightarrow V_{disolución} = \frac{m_{disolución}}{d} = \frac{16{,}08}{1{,}84} = 8{,}74\ mL\ de\ disolución.$$

Se necesitan **8,74 mL** de la disolución dada de ácido sulfúrico.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 2A

$$2\ H_2SO_4(ac) + Cu(s) \rightarrow CuSO_4(ac) + SO_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

c) Calcule el volumen de SO_2, medido a 20 °C y 740 mmHg, que se obtendría en el apartado anterior.

A partir de la cantidad de Cu $(0{,}0787\ mol\ Cu)$ puedo calcular el volumen de SO_2 en las condiciones dadas.

Expreso temperatura y presión en las unidades adecuadas.

$$740\ \cancel{mmHg} \cdot \frac{1\ atm}{760\ \cancel{mmHg}} = 0{,}974\ atm \qquad T = 20 + 273 = 293\ K$$

Aplico el factor de conversión correspondiente para obtener los moles de dióxido de azufre gaseoso.

$$0{,}0787\ \cancel{mol\ Cu} \cdot \frac{1\ mol\ SO_2}{1\ \cancel{mol\ Cu}} = 0{,}0787\ mol \text{ de } SO_2$$

Y se calcula el volumen de SO_2 aplicando la ecuación de estado de los gases ideales.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0{,}0787 \cdot 0{,}082 \cdot 293}{0{,}974} = 1{,}94\ L$$

Se obtienen **1,94 L de SO_2 medido el volumen a 20 °C y 740 mmHg.**

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

QUÍMICA

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

JUNIO 2025
EJERCICIO 2B

Disoluciones
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: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$;
$c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; K_w (298 K) = 10^{-14}.
1 atm = 1,013 bar = 760 mmHg = $1{,}013 \cdot 10^{5}$ Pa; 1 J = 0,24 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: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 2B

Opción 2.B. (2 puntos)

En la etiqueta de una botella de amoníaco que se usa para la limpieza doméstica se indica que tiene un 8 % en masa de NH_3 y que su densidad es 0,97 kg·L^{-1}. Calcule:

a) La concentración, en mol·L^{-1}, de la disolución de NH_3 de la botella. **(0,6 puntos)**

b) El pH de la disolución de NH_3 de la botella. **(1 punto)**

c) El grado de ionización del amoníaco. **(0,4 puntos)**

Dato: $K_b(NH_3)$: $1{,}78 \cdot 10^{-5}$.

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 8 % en masa. Por ello, en 100 gramos de disolución habrá **8 gramos de amoniaco** (el soluto) y 92 gramos de agua (el disolvente).

Se calcula la masa molar relativa del amoníaco y su cantidad en moles.

$$M_r(NH_3) = 14{,}01 + 3 \cdot 1{,}01 = 17{,}04\ g/mol$$

$$n_{NH_3} = \frac{m_{NH_3}}{M_r(NH_3)} = \frac{8}{17{,}04} = 0{,}47\ mol\ de\ NH_3$$

www.angelcu

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 2B

En la etiqueta de una botella de amoníaco que se usa para la limpieza doméstica se indica que tiene un 8 % en masa de NH_3 y que su densidad es 0,97 kg·L^{-1}. Calcule:

a) La concentración, en mol·L^{-1}, de la disolución de NH_3 de la botella.

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

$$0{,}97\ \frac{kg}{L} \cdot \frac{1000\ g}{1\ kg} \cdot \frac{1\ L}{1000\ mL} = 0{,}97\ \frac{g}{mL}$$

$$d = \frac{m_{disolución}}{V_{disolución}} \longrightarrow V_{disolución} = \frac{m_{disolución}}{d} = \frac{100}{0{,}97} = 103{,}1\ mL\ de\ disolución = 0{,}1031\ L\ de\ disolución.$$

Se calcula la molaridad. Se recuerda que: $n_{NH_3} = 0{,}47\ mol\ de\ NH_3$

$$M = [NH_3] = \frac{n_{NH_3}}{V_{disolución}} = \frac{0{,}47}{0{,}1031} = 4{,}56\ mol/L$$

La concentración de la disolución de NH_3 de la botella es **4,56 mol/L**.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 2B

b) El pH de la disolución de NH_3 de la botella. Dato: $K_b(NH_3)$: $1{,}78 \cdot 10^{-5}$.

Se escribe el cuadro de equilibrio. Se recuerda que $[NH_3]_0 = 4{,}56\ mol/L$

	$NH_3(ac)$	+ $H_2O(l)$ $\rightleftharpoons$	$NH_4^+(ac)$	+ $OH^-(ac)$
Concentración Inicial	4,56	---	---	---
Concentración que reacciona	−x	---	x	x
Concentración equilibrio	4,56−x	---	x	x

Aplicando la fórmula de K_b: $K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{4{,}56 - x} = 1{,}78 \cdot 10^{-5} \longrightarrow 1{,}78 \cdot 10^{-5} \cdot (4{,}56 - x) = x^2$

Se resuelve la ecuación de segundo grado que nos queda. $x^2 + 1{,}78 \cdot 10^{-5} \cdot x - 8{,}1168 \cdot 10^{-5} = 0$

Al resolverla, obtenemos dos soluciones. Solo es válida la positiva. $x = 9{,}00 \cdot 10^{-3}\ mol/L$

Ahora ya puedo calcular el valor del pOH: $pOH = -\log[OH^-] = -\log(9{,}00 \cdot 10^{-3}) = 2{,}05$

Y el valor del pH: $pH = 14 - pOH = 14 - 2{,}05 = 11{,}95$

El pH de la disolución de NH_3 de la botella **es 11,95.**

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Ejercicio 2B

c) El grado de ionización del amoníaco.

Calculo el grado de ionización utilizando la fórmula correspondiente.

	$NH_3(ac)$	+ $H_2O(l)$ $\rightleftharpoons$	$NH_4^+(ac)$	+ $OH^-(ac)$
Concentración Inicial	4,56	---	---	---
Concentración que reacciona	−x	---	x	x
Concentración equilibrio	4,56−x	---	x	x

$$\alpha = \frac{x}{[NH_3]_0} \cdot 100 = \frac{9{,}00 \cdot 10^{-3}}{4{,}56} \cdot 100 \approx \mathbf{0{,}197}\ \%$$

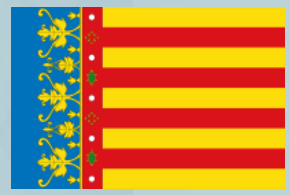
El grado de ionización del amoníaco es del **0,197 %.**

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

QUÍMICA

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



JUNIO 2025
EJERCICIO 3

Estructura molecular
Isótopos

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: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$;
$c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; K_w (298 K) = 10^{-14}.
1 atm = 1,013 bar = 760 mmHg = $1{,}013 \cdot 10^{5}$ Pa; 1 J = 0,24 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: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 3

Ejercicio 3. (2 puntos)

El cloro se presenta en la naturaleza en forma de dos isótopos, $^{35}_{17}Cl$ y $^{37}_{17}Cl$, con unas abundancias relativas del 75,8 % y 24,2 %, respectivamente.

a) Deduzca el número de protones, neutrones y electrones que contiene un átomo de cada isótopo. **(0,5 puntos)**

b) Calcule el número de átomos de cada isótopo presentes en una muestra de 10 litros de $Cl_2(g)$, a 25 ^{o}C y 1 atm. **(0,5 puntos)**

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

c1) Aplicando la regla del octeto, deduzca la fórmula empírica del compuesto formado por los elementos Cl y O. Razone si se trata de una especie química soluble en agua. **(1 punto)**

c2) Considere las moléculas $SiCl_4$ y SCl_2. Escriba su estructura electrónica de Lewis, deduzca su geometría molecular y discuta su polaridad. **(1 puntos)**

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 3

El cloro se presenta en la naturaleza en forma de dos isótopos, ${}^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ y ${}^{37}_{17}\mathrm{Cl}$, con unas abundancias relativas del 75,8 % y 24,2 %, respectivamente.

a) Deduzca el número de protones, neutrones y electrones que contiene un átomo de cada isótopo. **(0,5 puntos)**

Dado un átomo ${}^{A}_{Z}X$, Z es el número atómico y A es el número másico.

Z es igual al número de protones. También es igual al número de electrones en un átomo neutro.

A es igual al número de protones más neutrones. Por ello el número de neutrones es $N = A - Z$.

Contestamos a la pregunta, dando el resultado en una tabla.

	N° de protones	N° de electrones	N° de neutrones
${}^{35}_{17}Cl$	17	17	35–17=18
${}^{37}_{17}Cl$	17	17	37–17=20

www.angelcuesta.co

©Angel Cuesta Arza

El cloro se presenta en la naturaleza en forma de dos isótopos, $^{35}_{17}Cl$ y $^{37}_{17}Cl$, con unas abundancias relativas de 75,8 % y 24,2 %, respectivamente.

b) Calcule el número de átomos de cada isótopo presentes en una muestra de 10 litros de $Cl_2(g)$, a 25 °C y 1 atm. **(0,5 puntos)**

Expreso la temperatura en las unidades adecuadas. $T = 25 + 273 = 298\ K$

Calculo la cantidad de Cl_2, en mol, aplicando la ecuación de estado de los gases ideales.

$$p \cdot V = n(Cl_2) \cdot R \cdot T \longrightarrow n(Cl_2) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 10}{0{,}082 \cdot 298} = 0{,}41\ mol\ de\ Cl_2$$

Calculo el número de moléculas de cloro utilizando el número de Avogadro.

$$N(Cl_2) = n(Cl_2) \cdot N_A = 0{,}41 \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23} = 2{,}46 \cdot 10^{23}\ moléculas\ de\ Cloro$$

El número de átomos de cloro es el doble que el número de moléculas.

$$N(Cl) = 2 \cdot 2{,}46 \cdot 10^{23} = 4{,}92 \cdot 10^{23}\ átomos\ de\ Cloro$$

Aplico los porcentajes correspondientes.

$$N(^{35}_{17}Cl) = \frac{\%(^{35}_{17}Cl)}{100} \cdot N(Cl) = \frac{75{,}8}{100} \cdot 4{,}92 \cdot 10^{23} = \boxed{\mathbf{3{,}73 \cdot 10^{23}\ átomos\ de\ ^{35}_{17}Cl}}$$

$$N(^{37}_{17}Cl) = \frac{\%(^{37}_{17}Cl)}{100} \cdot N(Cl) = \frac{24{,}2}{100} \cdot 4{,}92 \cdot 10^{23} = \boxed{\mathbf{1{,}19 \cdot 10^{23}\ átomos\ de\ ^{37}_{17}Cl}}$$

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Ejercicio 3

c1) Aplicando la regla del octeto, deduzca la fórmula empírica del compuesto formado por los elementos Cl y O. Razone si se trata de una especie química soluble en agua. **(1 punto)**

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

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

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

La regla del octeto establece que los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones para lograr una configuración electrónica de **ocho electrones de valencia** en su capa más externa, asemejándose a la configuración de un gas noble. Esto les proporciona mayor estabilidad química.

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 cada 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.

La fórmula empírica del compuesto será: $\mathbf{OCl_2}$

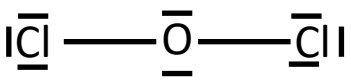
Todos los demás óxidos conocidos del cloro (O_2Cl, O_3Cl_2, O_5Cl_2, O_7Cl_2) implican que el cloro amplíe su octeto (10–12 e^-) y, por ello, no cumplen la regla del octeto estricta.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

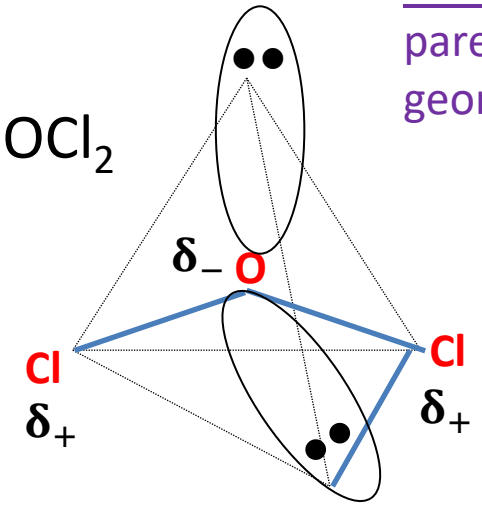
Ejercicio 3

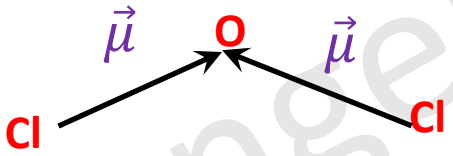
c1) Aplicando la regla del octeto, deduzca la fórmula empírica del compuesto formado por los elementos Cl y O. Razone si se trata de una especie química soluble en agua. **(1 punto)**



Debido 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 y éstos no se tiene en cuenta en la geometría de la molécula, su geometría es **angular**.

OCl_2





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

Al ser una molécula polar, **se disolverá bien** en un disolvente polar como es el agua.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 3

c2) Considere las moléculas $SiCl_4$ y SCl_2. Escriba su estructura electrónica de Lewis, deduzca su geometría molecular y discuta su polaridad. **(1 puntos)**

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

Si(Z=14): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$ ⟶ 4 electrones de valencia

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

Cl(Z=17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ ⟶ 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).

www.angelcuesta.com

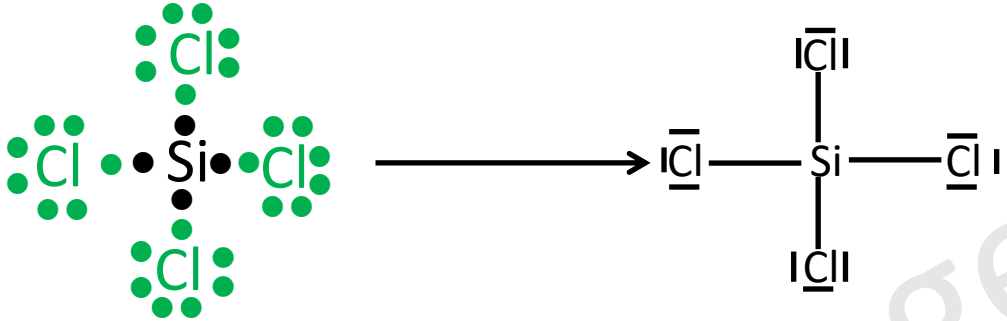
©Angel Cuesta Arza

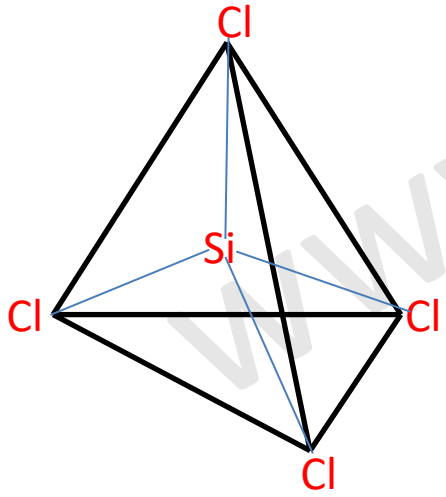
Ejercicio 3

c2) Considere las moléculas $SiCl_4$ y SCl_2. Escriba su estructura electrónica de Lewis, deduzca su geometría molecular y discuta su polaridad. **(1 puntos)**

$SiCl_4$ El átomo de Si será el átomo central.

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





Debido 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**.

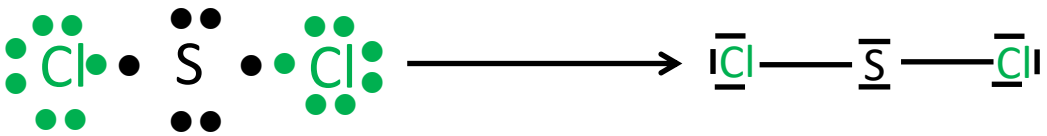
www.angelcuesta.com

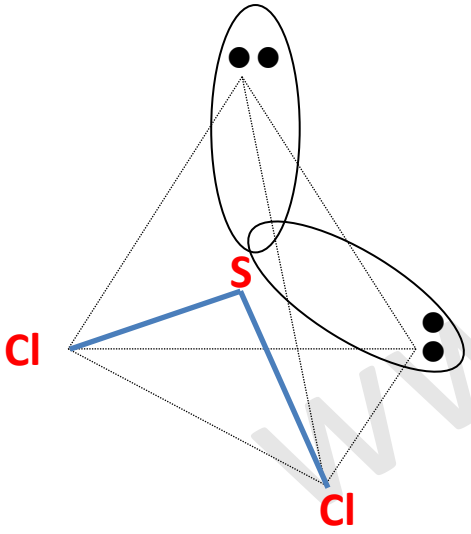
©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 3

c2) Considere las moléculas $SiCl_4$ y SCl_2. Escriba su estructura electrónica de Lewis, deduzca su geometría molecular y discuta su polaridad. **(1 puntos)**

SCl_2 En este caso, el azufre comparte un electrón con cada uno de los átomos de cloro. Es la única forma en la que se cumple la regla del octeto.





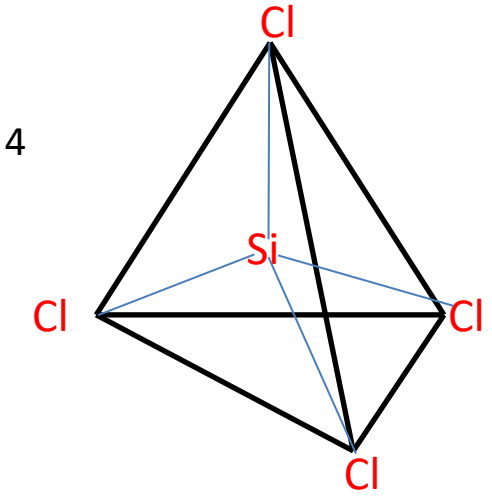
Debido que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Pero sólo dos de las nubes electrónicas del S forman enlaces, por ello la geometría molecular es **angular.** Los pares no enlazantes no se utilizan en la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

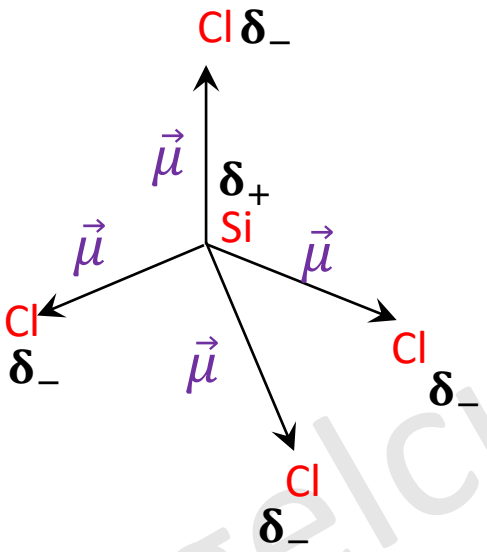
www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

c2) Considere las moléculas $SiCl_4$ y SCl_2. Escriba su estructura electrónica de Lewis, deduzca su geometría molecular y discuta su polaridad. **(1 puntos)**

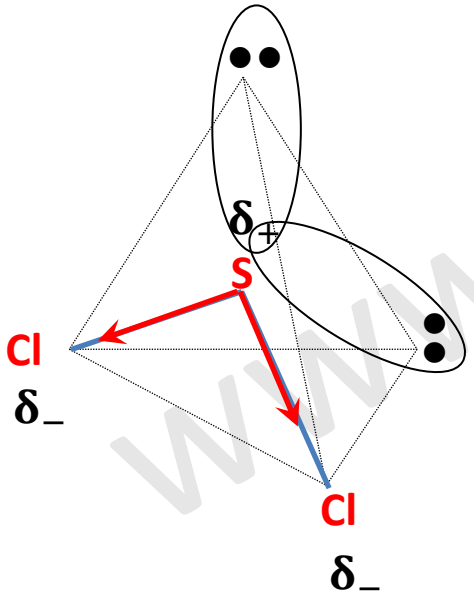
$SiCl_4$





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.**

SCl_2



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

©Angel Cuesta Arza

QUÍMICA

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

JUNIO 2025
EJERCICIO 4

Pilas galvánicas

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: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$;
$c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; K_w (298 K) = 10^{-14}.
1 atm = 1,013 bar = 760 mmHg = $1{,}013 \cdot 10^{5}$ Pa; 1 J = 0,24 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: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 4

Ejercicio 4. (2 puntos)

Una pila galvánica está formada por un electrodo de níquel sumergido en una disolución acuosa 1 M de $NiSO_4$, conectado con un electrodo de cinc sumergido en una disolución acuosa 1 M de $ZnSO_4$. Ambas disoluciones están, además, conectadas mediante un puente salino.

a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción, ajuste la ecuación química global y calcule la diferencia de potencial que se establece entre los electrodos al comienzo de la reacción. **(1 punto)**

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

b1) Se ha observado que, a medida que avanza la reacción, uno de los electrodos se disuelve mientras que el otro aumenta su masa. Justifique esta observación, indicando cuál es el electrodo que aumenta su masa**. (1 punto)**

b2) Justifique que la reacción global de la pila es, en condiciones estándar, un proceso químico espontáneo. Explique cuál es el papel del puente salino en el funcionamiento de la pila galvánica. **(1 punto)**

Datos: potencial estándar de reducción, E^o(V): (Ni^{2+}|Ni): – 0,25; (Zn^{2+}|Zn): – 0,76.

www.

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 4

Una pila galvánica está formada por un electrodo de níquel sumergido en una disolución acuosa 1 M de $NiSO_4$, conectado con un electrodo de cinc sumergido en una disolución acuosa 1 M de $ZnSO_4$. Ambas disoluciones están, además, conectadas mediante un puente salino.

a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción, ajuste la ecuación química global y calcule la diferencia de potencial que se establece entre los electrodos al comienzo de la reacción. **(1 punto)**

Datos: potencial estándar de reducción, E^o(V): (Ni^{2+}|Ni): – 0,25; (Zn^{2+}|Zn): – 0,76.

Para que una pila funcione, el potencial de la pila debe ser positivo. Para que esto se cumpla, la semirreacción del cátodo debe tener mayor potencial que la semirreacción del ánodo. El cátodo estará formado por el par $Ni^{2+}|Ni$ y el ánodo por el par $Zn^{2+}|Zn$

$Cátodo.\ \boldsymbol{Reducción}$: $Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$

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

$\boldsymbol{Ecuación\ global}$: $Ni^{2+} + Zn \rightarrow Ni + Zn^{2+}$

La diferencia de potencial entre los electrodos es:

$$E^0_{Pila} = E^0_{Cátodo} - E^0_{Ánodo} = E^0(Ni^{2+}|Ni) - E^0(Zn^{2+}|Zn) = -0{,}25 - (-0{,}76) = 0{,}51\ V$$

La diferencia de potencial entre los electrodos al comienzo de la reacción es $\mathbf{0,51\ V}$.

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 4

b1) Se ha observado que, a medida que avanza la reacción, uno de los electrodos se disuelve mientras que el otro aumenta su masa. Justifique esta observación, indicando cuál es el electrodo que aumenta su masa. **(1 punto)**

En el ánodo (Zn), cada átomo que se oxida abandona la barra metálica para convertirse en ion Zn^{2+}. Esa pérdida de átomos metálicos provoca la disminución de masa del electrodo.

En el cátodo (Ni), los iones Ni^{2+} de la disolución captan electrones y se convierten en átomos de Ni que se adhieren a la barra metálica. Al incorporarse metal adicional, la masa del electrodo aumenta.

Por tanto, **el electrodo que aumenta su masa es el de níquel (cátodo)**, mientras que el electrodo de cinc (ánodo) se disuelve a medida que avanza la reacción.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 4

b2) Justifique que la reacción global de la pila es, en condiciones estándar, un proceso químico espontáneo. Explique cuál es el papel del puente salino en el funcionamiento de la pila galvánica. **(1 punto)**

Anteriormente había calculado el potencial de la pila. $E^0_{Pila} = 0{,}51\ V$. Como dicho potencial es positivo, el proceso químico es espontáneo. Se puede utilizar la termodinámica para justificar este hecho.

La magnitud que nos indica si una reacción es espontánea o no es la energía libre de Gibbs. ΔG^0

La energía libre de Gibbs se relaciona con el potencial de la reacción: $\Delta G^0 = -n \cdot F \cdot E^0$

Dado que $E^0_{Pila} > 0$, $\Delta G^0 < 0$ y, por lo tanto, **la reacción es espontánea**.

En cuenta a la función del puente salino, podemos decir que cierra el circuito interno permitiendo el flujo de iones, imprescindible para que la corriente electrónica externa continúe. De forma simultánea podemos decir que mantiene la neutralidad eléctrica de cada semicelda.

Los **NO_3^-** migran hacia la cubeta del ánodo (Zn), compensando el exceso de carga positiva que se genera al formarse Zn^{2+}. Los **K^+** migran hacia la cubeta del cátodo (Ni), sustituyendo los Ni^{2+} que desaparecen de la solución al depositarse metal.

Por último, podemos decir que evita la mezcla directa de las disoluciones, de modo que solo se transfieren cargas, no materia sólida o precipitados, preservando las condiciones iniciales y el potencial de la pila.

www.angelcuesta.com

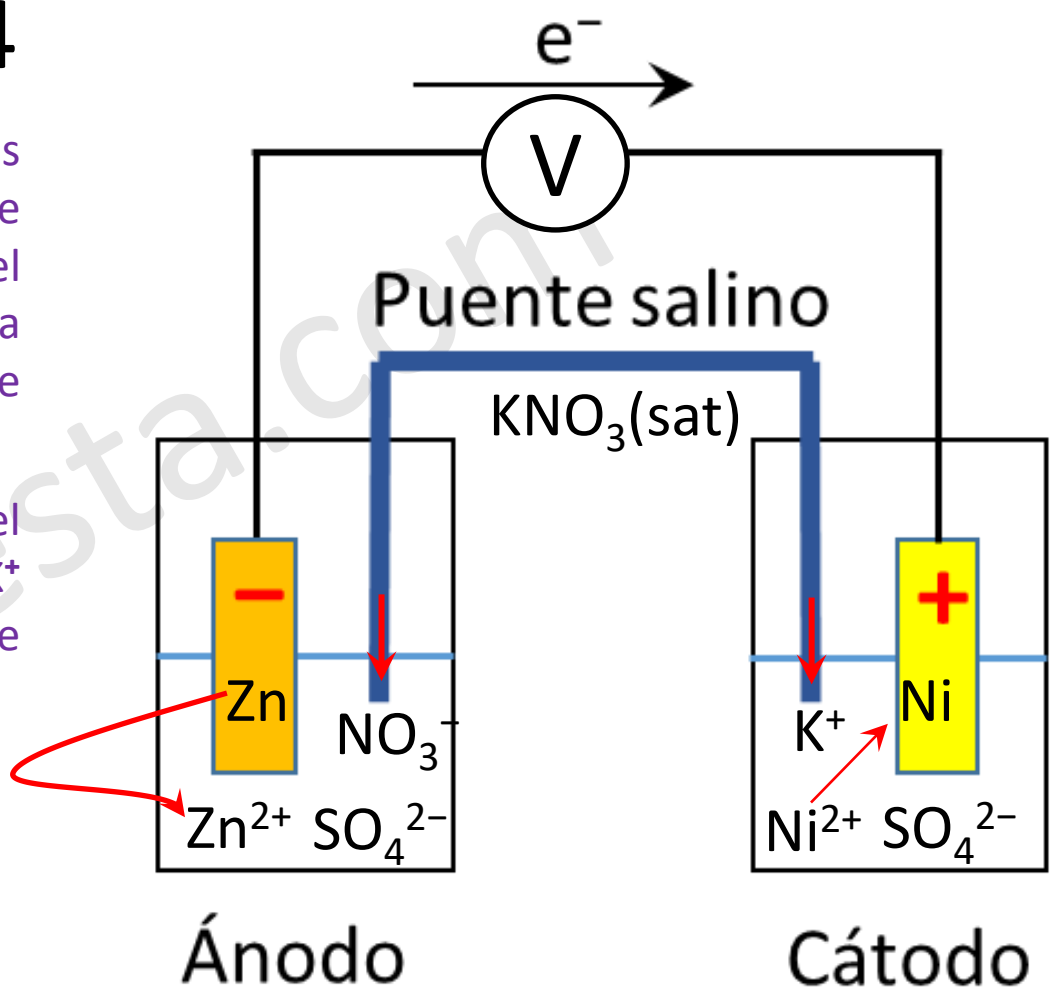
©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 4

La función del puente salino es la de aislar los contenidos de las dos partes de la celda mientras se mantiene el contacto eléctrico entre ellas. Podemos decir que cierra el circuito interno permitiendo el flujo de iones, imprescindible para que la corriente electrónica externa continúe. De forma simultánea podemos decir que mantiene la neutralidad eléctrica de cada semicelda.

Los **NO_3^-** migran hacia la cubeta del ánodo (Zn), compensando el exceso de carga positiva que se genera al formarse Zn^{2+}. Los **K^+** migran hacia la cubeta del cátodo (Ni), sustituyendo los Ni^{2+} que desaparecen de la solución al depositarse metal.

Por último, podemos decir que evita la mezcla directa de las disoluciones, de modo que solo se transfieren cargas, no materia sólida o precipitados, preservando las condiciones iniciales y el potencial de la pila.

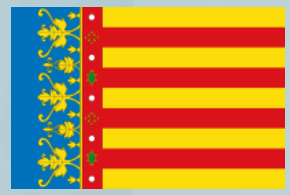


www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

QUÍMICA

PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



JUNIO 2025
EJERCICIO 5

Química orgánica
Cinética química

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: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$;
$c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; K_w (298 K) = 10^{-14}.
1 atm = 1,013 bar = 760 mmHg = $1{,}013 \cdot 10^{5}$ Pa; 1 J = 0,24 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: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 5

a) Complete las siguientes reacciones químicas, nombre los compuestos orgánicos que hay involucrados e indique el tipo de reacción de que se trata en cada caso: **(0,5 puntos cada apartado)**

a.1) $CH_3\text{-}CHBr\text{-}CH_3 + OH^- \longrightarrow$ **A + B**

a.2) $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH(OH)\text{-}CH_2\text{-}CH_3 \xrightarrow{KMnO_4,\ calor}$ **C**

Conteste a <u>**una**</u> de las siguientes cuestiones:

b1) Escriba la fórmula estructural de dos isómeros de la molécula $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH(OH)\text{-}CH_2\text{-}CH_3$ y nómbrelos. **(1 punto)**

b2) La cinética de la reacción entre el $CH_3\text{-}CHBr\text{-}CH_3$ y el OH^- es de orden 1 respecto de cada uno de los dos reactivos.

i) Escriba la ley de velocidad y deduzca en qué factor aumentará la velocidad de la reacción al triplicar las concentraciones de los dos reactivos. **(0,6 puntos)**

ii) Deduzca cuáles son las unidades de la constante de velocidad, si el tiempo se mide en minutos. **(0,4 puntos)**

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 5

a) Complete las siguientes reacciones químicas, nombre los compuestos orgánicos que hay involucrados e indique el tipo de reacción de que se trata en cada caso: **(0,5 puntos cada apartado)**

a.1) $CH_3\text{-}CHBr\text{-}CH_3 + OH^- \longrightarrow$ **A + B**

a.2) $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH(OH)\text{-}CH_2\text{-}CH_3 \xrightarrow{KMnO_4,\ calor}$ **C**

$a.1)$ $CH_3CHBrCH_3 + OH^- \longrightarrow A + B$

$CH_3CHBrCH_3 + OH^- \longrightarrow CH_3CHOHCH_3 + Br^-$

2–Bromopropano **A: Propan–2–ol**

La reacción es una **sustitución nucleófila.**

www.angelcuesta.

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 5

a) Complete las siguientes reacciones químicas, nombre los compuestos orgánicos que hay involucrados e indique el tipo de reacción de que se trata en cada caso: **(0,5 puntos cada apartado)**

a.1) $CH_3\text{-}CHBr\text{-}CH_3 + OH^- \longrightarrow$ **A + B**

a.2) $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH(OH)\text{-}CH_2\text{-}CH_3 \xrightarrow{KMnO_4,\ calor}$ **C**

$\boldsymbol{a.2)}$ $A \xrightarrow{KMnO_4,\ calor} CH_3CH_2COCH_2CH_3$

$CH_3CH_2CH(OH)CH_2CH_3 \xrightarrow{KMnO_4,\ calor} CH_3CH_2COCH_2CH_3$

Pentan–3–ol **Pentan–3–ona**

La reacción es una **oxidación**.

www.angelcuesta.

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 5

b1) Escriba la fórmula estructural de dos isómeros de la molécula CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_2-CH_3 y nómbrelos. **(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.

$CH_3C(OH)CH_2CH_3$
$|$
CH_3

2–metilbutan–2–ol

Grupo alcohol

Isómero de cadena

$CH_3CH(OH)CH_2CH_2CH_3$

Pentan–2–ol

Grupo alcohol

Isómero de posición

$CH_3CH_2CH_2OCH_2CH_3$

Etilpropiléter

Grupo éter

Isómero de grupo funcional

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 5

b2) La cinética de la reacción entre el CH_3-$CHBr$-CH_3 y el OH^- es de orden 1 respecto de cada uno de los dos reactivos.

i) Escriba la ley de velocidad y deduzca en qué factor aumentará la velocidad de la reacción al triplicar las concentraciones de los dos reactivos. **(0,6 puntos)**

ii) Deduzca cuáles son las unidades de la constante de velocidad, si el tiempo se mide en minutos. **(0,4 puntos)**

La ley de velocidad es: $v = k \cdot [CH_3CHBrCH_3] \cdot [OH^-]$

Si se triplican las concentraciones: $v' = k \cdot (3 \cdot [CH_3CHBrCH_3]) \cdot (3 \cdot [OH^-])$

$$v' = 9 \cdot k \cdot [CH_3CHBrCH_3] \cdot [OH^-]$$

$$v' = 9 \cdot v$$

La velocidad **se multiplicará por 9.**

Se despeja k y se hace el análisis dimensional:

$$[k] = \frac{[v]}{[CH_3CHBrCH_3] \cdot [OH^-]} = \frac{\cancel{mol \cdot L^{-1}} \cdot min^{-1}}{\cancel{mol \cdot L^{-1}} \cdot mol \cdot L^{-1}} = \frac{L}{mol \cdot min}$$

Las unidades de la constante de velocidad son: $\boldsymbol{\frac{L}{mol \cdot min}}$

www.angelcuesta
©Ángel Cuesta Arza