

- ***Azterketa honek bi aukera ditu. Haietako bati erantzun behar diozu.***
- ***Ez ahaztu azterketako orrialde bakoitzean kodea jartzea.***
- ***Ez erantzun ezer inprimaki honetan.***

- Aukera bakoitzak bost galdera ditu (2 problema eta 3 galdera). Nota gorena izateko (parentesi artean agertzen da galdera bakoitzaren amaieran), ariketak zuzen ebazteaz gainera, argi azaldu eta ongi arrazoiu behar dira, eta sintaxia, ortografia, hizkuntza zientifikoa, kantitate fisikoen arteko erlazioak, sinboloak eta unitateak ahalik eta egokien erabili.
- Galdera guztiei erantzuteko behar diren **datu orokorrak** orrialde honen atzealdean daude. Erabil itzazu kasu bakoitzean behar dituzun datuak soilik.
- **Datu espezifikoak** galdera bakoitzean adierazten dira.

- ***Este examen tiene dos opciones. Debes contestar a una de ellas.***
- ***No olvides incluir el código en cada una de las hojas de examen.***
- ***No contestes ninguna pregunta en este impreso.***

- Cada opción consta de cinco preguntas (2 problemas y 3 cuestiones). La calificación máxima (entre paréntesis al final de cada pregunta) la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.
- Los **datos generales** necesarios para completar todas las preguntas se incluyen conjuntamente en el reverso de esta hoja. Aplica únicamente los datos que necesites en cada caso.
- Los **datos específicos** están en cada pregunta.

## DATU OROKORRAK

Konstante unibertsalak eta unitate baliokideak:

Gas idealen konstantea:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Zenbaki atomikoak (Z)

H = 1 ; C = 6 ; O = 8

Masa atomikoak (u):

H: 1 C: 12 O: 16 Mg: 24,3 Al: 27 P: 31 Cl: 35,5

Laburdurak:

(aq): ur-disoluzioa

## DATOS GENERALES

Constantes universales y equivalencias de unidades:

Constante de los gases ideales:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Números atómicos (Z)

H=1 ; C= 6 ; O=8

Masas atómicas (u.m.a.):

H: 1 C: 12 O: 16 Mg: 24,3 Al: 27 P: 31 Cl: 35,5

Abreviaturas:

(aq): disolución acuosa

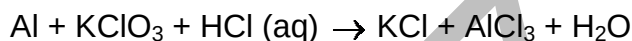
## OPCIÓN A

## PUNTOS

**P1.** En un recipiente de 1L al que se hace el vacío, se introducen 6 g de pentacloruro de fósforo y se calienta a 250°C. El  $\text{PCl}_5$  se vaporiza y se disocia parcialmente según la reacción  $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$ . Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio la presión es de 2 atmosferas, calcular:

- a) El grado de disociación del  $\text{PCl}_5$ . (1,00)
- b) El valor de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  a 250°C. (1,00)
- c) Si se redujera la presión, ¿hacia dónde se desplazaría el equilibrio? ¿Qué efecto tendría en el grado de disociación del  $\text{PCl}_5$ ? (0,50)

**P2.** Considerando la siguiente ecuación:



- a) Escribir y ajustar las semireacciones de oxidación y de reducción por el método del ion-electrón. (0,50)
- b) Indicar razonadamente el agente oxidante y el reductor. (0,50)
- c) Escribir la reacción molecular ajustada. (0,75)
- d) ¿Cuántos gramos de Al reaccionarán con 300 mL de una disolución de clorato potásico 0,2M? (0,75)

**C1.** Considerando los siguientes elementos  $Z=9$ ;  $Z=11$ ;  $Z=15$  y  $Z=17$

- a) Escribir sus configuraciones electrónicas e indicar la posición de los mismos en la tabla periódica (periodo y grupo). (1,00)
- b) Ordenar en orden creciente los elementos según su radio atómico. Razonar la respuesta. (0,50)
- c) Ordenar razonadamente los elementos en orden creciente en función de su energía de ionización. (0,50)

**C2.** La solubilidad del hidróxido de magnesio  $\text{Mg(OH)}_2$  a 25°C es 0,009 g/L. Calcular:

- a) Las concentraciones de los iones  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{OH}^-$  en la disolución saturada. (0,75)
- b) El producto de solubilidad a esa temperatura. (0,75)

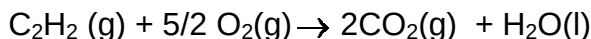
**C3.** Completar las siguientes reacciones nombrando los productos obtenidos e indicando de qué tipo de reacción se trata:

- a)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}^+, \text{calor}}$  (0,50)
- b)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{HCOOH} \longrightarrow$  (0,50)
- c)  $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}_3 + \text{HBr} \longrightarrow$  (0,50)

**OPCIÓN B**

**PUNTOS**

**P1.** En la combustión de 1 mol de acetileno  $C_2H_2$  en condiciones estándar y según la reacción indicada, se desprenden 1299,4 kJ.



Calcular:

- a) La entalpía de formación estándar del acetileno. (1,00)
- b) Sabiendo que la variación de entropía de la reacción es  $\Delta S^\circ = -216,3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ , ¿Podemos afirmar que la reacción es espontánea en esas condiciones? (0,75)
- c) Qué cantidad de calor se desprenderá al quemar 40 g de acetileno? (0,75)

Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$   $CO_2(g) = -393,8$ ;  $H_2O(l) : -285,8$

**P2.** Se prepara una disolución añadiendo agua al ácido acético hasta que el pH=3. Teniendo en cuenta que el volumen final de la disolución es 0,4L, calcular:

- a) La concentración molar inicial de ácido acético en la disolución. (1,00)
- b) El grado de ionización del ácido acético. (0,75)
- c) El volumen de NaOH 1M necesario para neutralizar la disolución de ácido acético. (0,75)

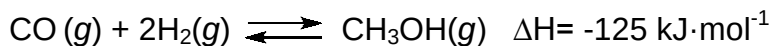
Datos:  $K_a(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

**C1.** Se introduce un alambre de cobre en una disolución de  $AgNO_3$  1M.

- a) ¿Tendrá lugar la siguiente reacción:  $Ag^+(aq) + Cu(s) \rightarrow Ag(s) + Cu^{2+}$ ? (0,75)
- b) En la ecuación propuesta en el apartado anterior, ¿quién actuaría como agente oxidante? (0,75)
- c) En el caso de que el alambre fuera de oro, ¿tendría lugar la reacción? (0,50)

Datos:  $E^\circ(Ag^+/Ag) = +0,80 \text{ V}$ ;  $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = +0,34 \text{ V}$ ;  $Au^{3+}/Au = +1,50 \text{ V}$

**C2.** El metanol se obtiene a escala industrial por hidrogenación del monóxido de carbono según la reacción siguiente:



Razonar si la concentración de metanol aumentará en los siguientes casos:

- a) Al aumentar la temperatura. (0,50)
- b) Al adicionar un catalizador. (0,50)
- c) Al aumentar la concentración de hidrógeno. (0,50)

**C3.** El dióxido de carbono ( $CO_2$ ) es una molécula apolar, mientras que el agua ( $H_2O$ ) es una molécula polar.

- a) Explicar la polaridad a partir de la geometría molecular. (0,75)
- b) Confirmar estas geometrías empleando las estructuras de Lewis y aplicando la teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia. (0,75)

Justificar las respuestas.

OPCIÓN A

PUNTOS

**P1.** En un recipiente de 1L al que se hace el vacío, se introducen 6 g de pentacloruro de fósforo y se calienta a 250°C. El  $\text{PCl}_5$  se vaporiza y se disocia parcialmente según la reacción  $\text{PCl}_5(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g)$ . Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio la presión es de 2 atmosferas, calcular:

- El grado de disociación del  $\text{PCl}_5$ . (1,00)
- El valor de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  a 250°C. (1,00)
- Si se redujera la presión, ¿hacia dónde se desplazaría el equilibrio? ¿Qué efecto tendría en el grado de disociación del  $\text{PCl}_5$ ? (0,50)

SOLUCIÓN

- a) Si tenemos inicialmente 6 g de  $\text{PCl}_5$

$$\frac{6\text{g}}{208,5\text{g/mol}} = 0,0288\text{mol de } \text{PCl}_5$$

Si en el equilibrio se descomponen x mol de  $\text{PCl}_5$

|                   | $\text{PCl}_5(g)$ | $\rightleftharpoons$ | $\text{PCl}_3(g)$ | + | $\text{Cl}_2(g)$ | (V = 1 L) |
|-------------------|-------------------|----------------------|-------------------|---|------------------|-----------|
| inicio (mol):     | 0,0288            |                      | 0                 |   | 0                |           |
| variación (mol):  | -x                |                      | x                 |   | x                |           |
| equilibrio (mol): | (0,0288 - x)      |                      | x                 |   | x                |           |

el número total de moles en el equilibrio  $n_T = (0,0288 - x) + x + x = 0,0288 + x$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 2 \cdot 1 = (0,0288 + x) \cdot 0,082 \cdot (273 + 250) \Rightarrow x = 0,0178\text{ mol}$$

Para calcular el grado de disociación  $\alpha$ , aplicamos la ecuación  $x = C_0 \cdot \alpha$

$$\alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{0,0178}{0,0288} = 0,618$$

- b) Aplicando la ley de acción de masas:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{0,0178}{1}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\right)\left(\frac{0,0178}{1}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\right)}{\left(\frac{0,0288 - 0,0178}{1}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\right)} = 0,029\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

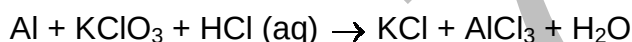
Para el cálculo de  $K_p$  utilizaremos la siguiente expresión  $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$  donde la variación en el número de moles es  $\Delta n = (1+1)-1 = 1$

$$K_p = 0,029 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \text{mol}^{-1} \cdot 523 \text{ K})^1 = 1,2 \text{ atm}$$

- c) El Principio de Le Chatelier establece que un sistema en equilibrio se opondrá a la causa que provoque una alteración en el mismo.

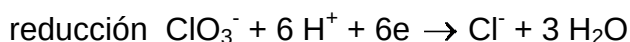
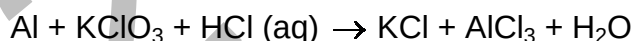
La presión de una mezcla de gases es directamente proporcional al número de moles presentes. Si disminuimos la presión, el sistema reaccionará en la dirección en la que el número de moles aumenta, en este caso hacia la derecha. Por tanto conllevará un aumento del grado de disociación del  $\text{PCl}_5$ .

**P2.** Considerando la siguiente ecuación:



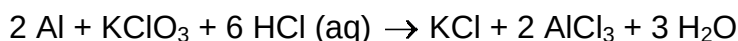
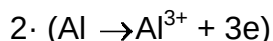
- a) Escribir y ajustar las semireacciones de oxidación y de reducción por el método del ion-electrón. (0,50)
- b) Indicar razonadamente el agente oxidante y el reductor. (0,50)
- c) Escribir la reacción molecular ajustada. (0,75)
- d) ¿Cuántos gramos de Al reaccionarán con 300 mL de una disolución de clorato potásico 0,2 M? (0,75)

**SOLUCIÓN**



- b) el agente oxidante es el  $\text{ClO}_3^-$ ; es la especie que gana electrones  
el agente reductor es el Al; es la especie que pierde electrones

- c) la reacción molecular global ajustada es la siguiente:



d)  $0,300 \text{ L disol} \cdot \frac{0,2 \text{ mol KClO}_3}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 3,24 \text{ g Al}$

**C1.** Considerando los siguientes elementos  $Z=9$ ;  $Z=11$ ;  $Z=15$  y  $Z=17$

- a) Escribir sus configuraciones electrónicas e indicar la posición de los mismos **(1,00)** en la tabla periódica (periodo y grupo).
- b) Ordenar en orden creciente los elementos según su radio atómico. Razonar la respuesta. **(0,50)**
- c) Ordenar razonadamente los elementos en orden creciente en función de su energía de ionización. **(0,50)**

**SOLUCIÓN**

a)

|                                   |                                               |
|-----------------------------------|-----------------------------------------------|
| $Z=9$ $1s^2 2s^2 2p^5$            | 2. periodo, grupo 17, no metal, halógeno (F)  |
| $Z=11$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$      | 3. periodo, grupo 1 ; metal, alcalino (Na)    |
| $Z=15$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^3$ | 3. periodo, grupo 15, no metal (P)            |
| $Z=17$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ | 3 periodoa, grupo 17, no metal, halógeno (Cl) |

- b) Dentro de un periodo, el radio atómico disminuye a medida que el número atómico  $Z$  aumenta. Así, dentro de un periodo  $Z$  va aumentando de izquierda a derecha lo que implica que la carga nuclear efectiva va aumentando mientras que los electrones de la capa de valencia se encuentran en el mismo nivel; en consecuencia la fuerza de atracción entre el núcleo y los electrones aumenta y por lo tanto la distancia entre ambos disminuye.

Dentro de un grupo, el radio atómico aumenta al aumentar el valor de  $Z$ . En este caso, la carga nuclear efectiva se mantiene mientras que los electrones de la capa de valencia se encuentran en niveles cada vez mayores y más alejados. La fuerza de atracción entre el núcleo y los electrones disminuye y por tanto el radio aumenta.

Por lo tanto

$$r_F < r_{Cl} < r_P < r_{Na}$$

- c) La energía de ionización de un átomo se define como la energía que hay que suministrar para arrancar un electrón de su última capa. Dicha energía depende tanto de la carga nuclear efectiva como del radio atómico. Conforme nos movemos de izquierda a derecha a través de un periodo, se va incrementando la carga nuclear efectiva y va disminuyendo el radio atómico lo que ocasiona que la energía de ionización aumente. Sin embargo, cuando descendemos en un grupo, el radio atómico va aumentando mientras que la carga nuclear efectiva casi no cambia. En este caso, la atracción entre el núcleo y el electrón disminuye, ocasionando que la energía de ionización disminuya.

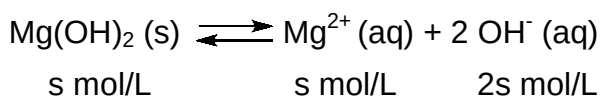
Por lo tanto,  $\text{Na} < \text{P} < \text{Cl} < \text{F}$

**C2.** La solubilidad del hidróxido de magnesio  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  a  $25^\circ\text{C}$  es  $0,009 \text{ g/L}$ . Calcular:

- a) Las concentraciones de los iones  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{OH}^-$  en una disolución saturada. (0,75)  
 b) El producto de solubilidad a esa temperatura. (0,75)

**SOLUCIÓN**

$$\text{a) } s = \frac{0,009 \text{ g}_{\text{Mg}(\text{OH})_2}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{Mg}(\text{OH})_2}}{58,3 \text{ g}_{\text{Mg}(\text{OH})_2}} = 1,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



la concentración de los iones en la disolución saturada :

$$[\text{Mg}^{2+}] = s = 1,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2 \cdot 1,54 \cdot 10^{-4} = 3,08 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) La constante del producto de solubilidad  $K_{ps}$

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 1,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (3,08 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 = 1,46 \cdot 10^{-11} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$$

**C3.** Completar las siguientes reacciones nombrando los productos obtenidos e indicando de qué tipo de reacción se trata:

- a)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}^+, \text{calor}}$  (0,50)  
 b)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{HCOOH} \longrightarrow$  (0,50)  
 c)  $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}_3 + \text{HBr} \longrightarrow$  (0,50)

**SOLUCIÓN**

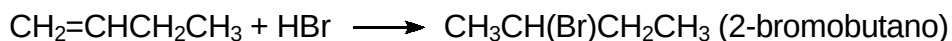
a) reacción de **eliminación** (deshidratación), se produce al calentar un alcohol en medio ácido fuerte:



b) **reacción de esterificación**, por reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol:



c) **reacción de adición**, en la cual se produce la adición de una molécula de  $\text{HBr}$  al doble enlace del alqueno:

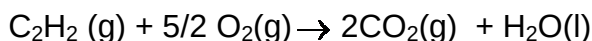




**OPCIÓN B**

**PUNTOS**

**P1.** En la combustión de 1 mol de acetileno  $C_2H_2$  en condiciones estándar y según la reacción indicada, se producen 1299,4 kJ.

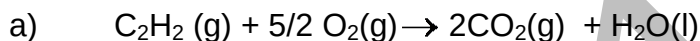


Calcular:

- La entalpía de formación estándar del acetileno. **(1,00)**
- Sabiendo que la variación de entropía de la reacción es  $\Delta S^\circ = -216,3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ , **(0,75)**  
¿Podemos afirmar que la reacción es espontánea en esas condiciones?
- Qué cantidad de calor se desprenderá al quemar 40 g de acetileno? **(0,75)**

Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$   $CO_2(g) = -393,8$ ;  $H_2O(l) : -285,8$

**SOLUCIÓN**



$$\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

Teniendo en cuenta que la entalpía de formación del oxígeno es cero por tratarse de un elemento, se calcula el calor de formación del acetileno:

$$\Delta H_r^\circ = [2 \cdot \Delta H_f^\circ CO_2(g) + \Delta H_f^\circ H_2O(l) - \Delta H_f^\circ C_2H_2(g)] = -1299,4 \text{ kJ}$$

$$2 \cdot (-393,8) + (-285,8) - \Delta H_f^\circ C_2H_2(g) = -1299,4$$

$$\Delta H_f^\circ C_2H_2(g) = 226 \text{ kJ/mol}$$

b) Para conocer si la reacción es espontánea, calculamos ( $\Delta G$ ) a 25 °C:

$$\Delta G = (-1299,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) - 298 \text{ K} \cdot (-216,3/1000 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) = -1234,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1};$$

$\Delta G < 0$ ; por lo tanto la reacción será espontánea

$$c) 40 g_{C_2H_2} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{C_2H_2}}{26 g_{C_2H_2}} \cdot \frac{1299,4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}_{C_2H_2}} = 1999,1 \text{ kJ}$$

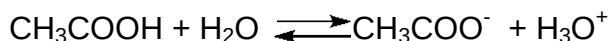
**P2.** Se prepara una disolución añadiendo agua al ácido acético hasta que el pH=3. Teniendo en cuenta que el volumen final de la disolución es 0,4 L, calcular:

- La concentración molar inicial de ácido acético en la disolución. **(1,00)**
- El grado de ionización del ácido acético. **(0,75)**
- El volumen de NaOH 1M necesario para neutralizar la disolución de ácido acético **(0,75)**

Datos:  $K_a(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

## SOLUCIÓN

a) Si denominamos  $C_0$  a la concentración inicial de ácido acético, ésta se calcula del modo siguiente:



|            |           |     |     |
|------------|-----------|-----|-----|
| Inicio     | $C_0$     | 0   | 0   |
| variación  | $-x$      | $x$ | $x$ |
| equilibrio | $C_0 - x$ | $x$ | $x$ |

$\text{pH}=3 \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ M}$

$K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$

$$1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{10^{-3} \cdot 10^{-3}}{C_0 - 10^{-3}} \quad C_0 = 0.0566 \text{ M}$$

b) Para el cálculo del grado de ionización  $\alpha$  tendremos en cuenta la expresión:

$C_0 \cdot \alpha = x \quad \text{entonces } \alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{0.001}{0.0566} = 0.018$

c)  $V_{\text{NaOH}} = \frac{0.0566 \text{ mol}_{\text{AcOH}}}{1 \text{ L}_{\text{AcOH}}} \cdot 0.4 \text{ L}_{\text{AcOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{NaOH}}}{1 \text{ mol}_{\text{AcOH}}} \cdot \frac{1 \text{ L}_{\text{NaOH}}}{1 \text{ mol}_{\text{NaOH}}} = 0.0226 \text{ L} = 22.6 \text{ mL de NaOH}$

**C1.** Se introduce un alambre de cobre en una disolución de  $\text{AgNO}_3$  1 M.

- a) ¿Tendrá lugar la siguiente reacción:  $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}$ ? (0,75)  
 b) En la ecuación propuesta en el apartado anterior, ¿quién actuaría como agente oxidante? (0,75)  
 c) En el caso de que el alambre fuera de oro, ¿tendría lugar la reacción? (0,50)

Datos:  $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $\text{Au}^{3+}/\text{Au} = +1,50 \text{ V}$

## SOLUCIÓN

a) Para predecir si la reacción puede tener lugar, calcularemos el valor del potencial  $E^\circ$  de la reacción.

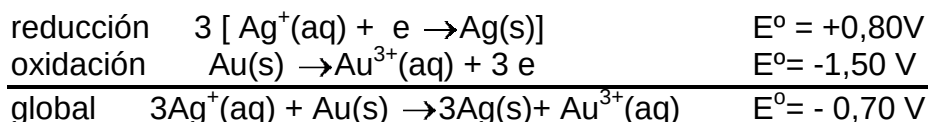
Las semirreacciones que deberían darse serían:

|           |                                                                                                              |                             |
|-----------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------|
| reducción | $2 [\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})]$                                    | $E^\circ = 0,80 \text{ V}$  |
| oxidación | $\text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$                                   | $E^\circ = -0,34 \text{ V}$ |
| global    | $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ | $E^\circ = +0.46 \text{ V}$ |

Puesto que  $E^0 > 0$ , la reacción será espontánea y el alambre de Cu se disolverá.

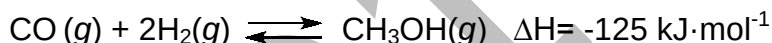
b) La especie oxidante será el ion  $\text{Ag}^+$ , que es quien se reduce y gana electrones.

c) En este caso las semirreacciones que debemos plantear son :



En esta ocasión  $E^0 < 0$ , por lo que la reacción no tendrá lugar de manera espontánea y el alambre de oro permanecerá inalterado.

**C2.** El metanol se obtiene a escala industrial por hidrogenación del monóxido de carbono según la reacción siguiente:



Razonar si la concentración de metanol aumentará en los siguientes casos:

- |                                               |        |
|-----------------------------------------------|--------|
| a) Al aumentar la temperatura.                | (0,50) |
| b) Al adicionar un catalizador.               | (0,50) |
| c) Al aumentar la concentración de hidrógeno. | (0,50) |

## SOLUCIÓN

El principio de Le Chatelier establece que un sistema en equilibrio se opondrá a la causa que provoque una alteración en el mismo.

- Al subir la temperatura, el sistema actúa absorbiendo calor. Puesto que la reacción es exotérmica ( $\Delta H < 0$ ), el sistema reaccionará desplazándose en la dirección en la que absorba dicho calor, en este caso hacia la izquierda, con lo que provocará una disminución en la concentración de metanol.
- La adición de un catalizador a una reacción que se encuentra en equilibrio no provoca ningún cambio en el mismo. La función del catalizador es acelerar la velocidad de la reacción. Por tanto, en este caso, por tanto la concentración de metanol no se modificará.
- Si a un sistema en equilibrio se le adiciona más cantidad de alguna de las sustancias presentes, el sistema reaccionará para alcanzar un nuevo equilibrio, desplazándose en el sentido en que dicha cantidad se consuma. Por tanto, en este caso, un aumento de la concentración de hidrógeno desplazará la reacción hacia la derecha provocando un aumento en la concentración de metanol.

**C3.** El dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) es una molécula apolar, mientras que el agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) es una molécula polar.



Universidad  
del País Vasco

Euskal Herriko  
Unibertsitatea

UNIBERTSITATERA SARTZEKO  
PROBAK

2017ko UZTAILA

KIMIKA

PRUEBAS DE ACCESO A LA  
UNIVERSIDAD

JULIO 2017

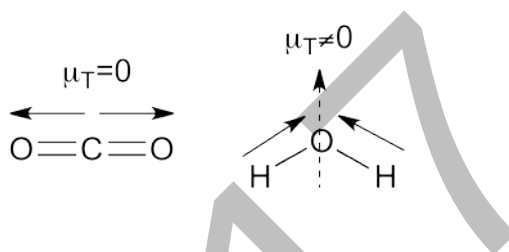
QUÍMICA

- a) Explicar la polaridad a partir de la geometría molecular. (0,75)  
b) Confirmar estas geometrías empleando las estructuras de Lewis y aplicando la teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia. (0,75)

Justificar las respuestas.

## SOLUCIÓN

- a) Para que el dióxido de carbono sea apolar, debe ser una molécula lineal. De este modo los dos dipolos opuestos se neutralizan. Sin embargo, el agua es polar, ya que la suma vectorial de sus dipolos no es nula. Para ello, la molécula debe ser angular y no lineal.



- b) Las estructuras de Lewis de ambas moléculas contienen pares de electrones no compartidos en átomos de oxígeno. El dióxido de carbono los tiene en los extremos y son simétricos. Por el contrario, el agua tiene un oxígeno tetraédrico y sus dos pares de electrones no enlazantes se repelen mutuamente haciendo que la molécula se vuelva angular.

H (Z=1)  $1s^1$

1 electrón de valencia

C (Z=6)  $1s^2 2s^2 2p^2$

4 electrones de valencia

O (Z=8)  $1s^2 2s^2 2p^4$

6 electrones de valencia

