

**OPCIÓN A**

1) Dados los elementos de número atómico: A=8; B=16; C=20; D=24.

- a) Ordenarlos en orden creciente de su radio atómico, **razonando** la respuesta;  
b) **Razonar** el tipo de enlace formado entre los elementos A y B y entre los elementos B y C; indicando dos propiedades características de cada compuesto resultante.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

2) En un recipiente de medio litro se ponen 0,2 moles de  $A_{(g)}$ , y cuando la temperatura alcanza 180 °C se establece el equilibrio siguiente:  $A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)} + C_{(g)}$ , con  $\Delta H^0 = -190 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

- a) Determinar  $K_c$  y  $K_p$ , si su grado de disociación es 25 %;  
b) Indicar, **razonadamente**, dos formas de aumentar el grado de disociación.

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

3) Una disolución acuosa de un ácido monoprótico (HA) de concentración  $3\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  tiene un pH de 3,5.

- a) ¿Cuál es el grado de disociación?  
b) Calcular la constante de ionización del ácido.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

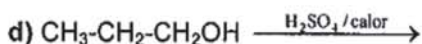
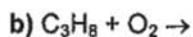
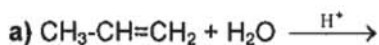
4) Dada la reacción de oxidación-reducción  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ,

- a) Ajustar la reacción por el método del ión-electrón, indicando qué sustancias actúan como oxidante y reductor.  
b) ¿Cuántos mL de  $\text{HNO}_3$  0,5 M se necesitan para obtener 800 mL de  $\text{NO}_{2(g)}$ , medidos a 25 °C y 750 mm de Hg?

Masas atómicas ( $u$ ): H=1, N=14, O=16.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

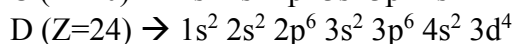
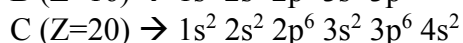
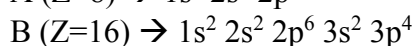
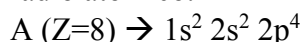
5) Completar, nombrando el compuesto final e indicando el tipo de reacción, las reacciones siguientes:



Puntuación máxima por apartado: 0,5 punto

1.

- a) Para ordenarlos en orden creciente de su radio atómico lo primero que haremos será su configuración electrónica. A partir de ésta sabremos su posición en la tabla periódica y podremos deducir el orden en función de su radio atómico.



El electrón diferenciador (último electrón que entra) nos va a indicar el grupo y el periodo en el que se encuentran los elementos químicos el mayor valor que tengamos del número cuántico principal. Así el A está situado en el segundo periodo (el mayor n es el 2) decimosexto grupo (al ser el último electrón un  $p^4$  el elemento estará colocado en el grupo 16), el B en el periodo 3 grupo 16, el C periodo 4 grupo 2 y el D periodo 4 grupo 6.

$s^1$	$s^2$	$d^1$	$d^2$	$d^3$	$d^4$	$d^5$	$d^6$	$d^7$	$d^8$	$d^9$	$d^{10}$	$p^1$	$p^2$	$p^3$	$p^4$	$p^5$	$p^6$
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
															A		
															B		
	C				D												

El radio atómico en un mismo periodo disminuye según va aumentando el número atómico ( $Z$ ): los electrones entran en la misma capa y por lo tanto la distancia al núcleo apenas varía. Por otro lado el número de protones en el núcleo va aumentando a medida que aumenta el número atómico. Como las atracciones electrón núcleo son electrostáticas, si aplicamos la ley de Coulomb la fuerza de atracción del núcleo por los electrones aumenta con  $Z$ , por lo que los electrones van a estar más cerca del núcleo a mayor  $Z$ , y por lo tanto el radio va a disminuir en ese sentido.

Si ahora nos fijamos en un grupo, a medida que aumenta el número atómico los electrones entran en orbitales más externos, por lo que aunque hay más protones en el núcleo la fuerza de atracción va a ser menor y por lo tanto el radio aumenta a medida que lo hace  $Z$ .

Teniendo en cuenta lo anterior, podemos deducir que el radio aumenta según nos desplazamos en la tabla de derecha a izquierda y de arriba abajo, por lo que la clasificación de los elementos en orden creciente de sus radios atómicos es:  $A < B < D < C$

- b) Para determinar el tipo de enlace sabemos que el enlace covalente se forma entre no metales y el iónico entre un elemento metálico y otro no metálico. En la tabla periódica, los elementos metálicos son los que su configuración electrónica termina en  $s$  o  $d$  (excepto el hidrógeno, que se considera no metal) y los no metálicos son los que terminan en  $p$ , pero no todos, pues según vamos aumentando el número del periodo el carácter metálico aumenta, por lo que cuanto mayor sea éste más a la derecha tiene que estar el elemento para que sea no metálico. En relación a los elementos que nos da el problema,  $C$  y  $D$  son metales y  $A$  y  $B$  no metales.

El enlace formado entre  $A$  y  $B$  es un enlace covalente y entre  $B$  y  $C$  iónico. Los compuestos covalentes pueden ser moléculas o sólidos cristalinos. Dos propiedades de las moléculas covalentes es que tienen bajos puntos de fusión y ebullición y son malos conductores del calor y la electricidad. Los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente y no conducen la corriente eléctrica en estado sólido pero sí en disolución o fundidos.

2.

- a) Para calcular la  $K_c$  y  $K_p$  establecemos el equilibrio y sus condiciones:

	A(g)	⇌ B(g)	+ C(g)
moles iniciales	0,2	0	0
moles que reaccionan	-0,2α	+0,2α	+0,2α
moles en el equilibrio	0,02-0,05	0,05	0,05

$$[A_{(g)}] = \frac{0,15}{0,5} = 0,3 \text{ M} \quad [B_{(g)}] = [C_{(g)}] = \frac{0,05}{0,5} = 0,1 \text{ M}$$

Ahora ya podemos calcular las constantes:

$$K_c = \frac{[B_{(g)}] \cdot [C_{(g)}]}{[A_{(g)}]} = \frac{0,1 \cdot 0,1}{0,3} = 0,033$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,033 [0,082 \cdot (273 + 180)]^{2-1} = 0,033 [37,146]$$

$$K_p = 1,23$$

- b) Un aumento del grado de disociación implica que la reacción se desplace hacia la derecha. Para que esto ocurra debemos variar las condiciones del equilibrio de alguna manera ya que el *principio de Le Chatelier* establece que: "Si en un

sistema en equilibrio se modifica algún factor (presión, volumen, temperatura, concentración,..) el sistema evoluciona en el sentido que tienda a oponerse a dicha modificación para alcanzar de nuevo el equilibrio”.

Dos posibles formas de aumentar el grado de disociación serían: extraer alguno de los productos del reactor, de esa manera el equilibrio desaparece y para que la reacción vuelva a estarlo tiene que reaccionar más A. Otra posible forma sería que aumentemos el volumen, pues al hacerlo la reacción va tender espontáneamente hacia donde hay más moles estequiométricas, y en este caso es hacia la derecha, obligando al compuesto A a disociarse en mayor medida.

3.

- a) Estableceremos el equilibrio de disociación del ácido y a partir de él y el dato de pH calcularemos el grado de disociación.

	HA	$\Leftrightarrow$	H <sup>+</sup>	+	A <sup>-</sup>
concentración inicial	$3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$		0		0
reacciona	$3 \cdot 10^{-3} \alpha$		$3 \cdot 10^{-3} \alpha$		$3 \cdot 10^{-3} \alpha$
concentración en el equilibrio	$3 \cdot 10^{-3} (1-\alpha)$		$3 \cdot 10^{-3} \alpha$		$3 \cdot 10^{-3} \alpha$

$$pH = -\log[H^+] \rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[H^+] = 3 \cdot 10^{-3} \alpha = 3,16 \cdot 10^{-4} \rightarrow \alpha = \frac{3,16 \cdot 10^{-4}}{3 \cdot 10^{-3}} = 0,1054 = 10,54 \%$$

- b) Para calcular la constante de ionización del ácido calculamos las concentraciones de cada especie en el equilibrio, una vez que conocemos  $\alpha$  y posteriormente sustituimos en la ecuación de  $K_a$ .

$$[HA] = 3 \cdot 10^{-3} (1 - 0,1054) = 2,68 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

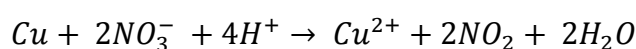
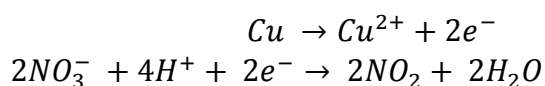
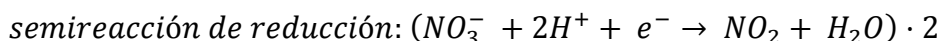
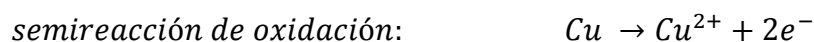
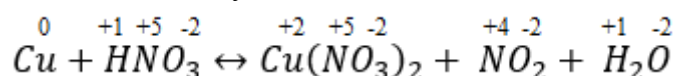
$$[H^+] = [A^-] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{3,16 \cdot 10^{-4} \cdot 3,16 \cdot 10^{-4}}{2,68 \cdot 10^{-3}} = 3,76 \cdot 10^{-5}$$

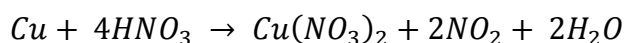


4.

- a) Para ajustar la reacción por el método ión-electrón determinamos los estados de oxidación de cada especie y, a partir de ellos, establecemos y ajustamos las semireacciones de oxidación y reducción.



Por lo que la reacción ajustada es:



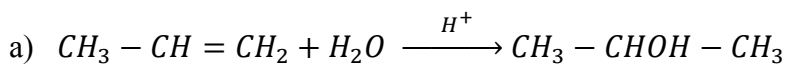
El oxidante va a ser el ácido nítrico, pues esta especie al reducirse oxida al cobre y el reductor va a ser el cobre, pues al oxidarse va a reducir al ácido.

- b) A partir de la ecuación de los gases ideales sacamos los moles de dióxido de nitrógeno y a partir de ellos obtenemos el volumen del ácido.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

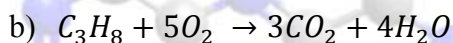
$$\frac{750/760 \cdot 0,8}{0,082 \cdot (273 + 25)} \text{ moles NO}_2 \cdot \frac{4 \text{ moles HNO}_3}{2 \text{ moles NO}_2} \cdot \frac{1 \text{ L HNO}_3}{0,5 \text{ moles HNO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 129,23 \text{ mL}$$

5.

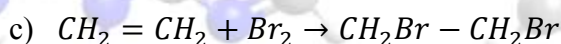


reacción de adición. El producto es el propan-2-ol o 2-propanol

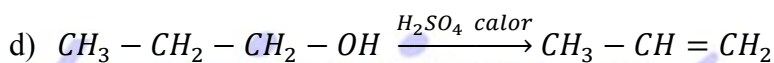
(hay que tener cuidado en este tipo de reacción puesto que para reactivos del mismo tipo que el del apartado a) la adición sigue la regla de Markovnikov)



reacción de combustión. Se obtienen dióxido de carbono y agua



reacción de adición. El compuesto obtenido es 1,2-dibromoetano



reacción de eliminación. Se forma propeno

### OPCIÓN B

- 1) Se hacen reaccionar 4 g de una muestra, cuya pureza en aluminio es del 75 % en masa, con 400 mL de HCl 0,6 M.

La reacción que se produce es:  $\text{Al}_{(s)} + \text{HCl}_{(ac)} \rightarrow \text{AlCl}_{3(ac)} + \text{H}_{2(g)}$ .

- a) Ajustar la reacción, razonando cuál es el reactivo en exceso;  
b) Si se obtienen 1,85 L de  $\text{H}_{2(g)}$ , en condiciones normales, ¿cuál será el rendimiento de la reacción?

Masas atómicas (u):  $H=1$ ,  $Al=27$ ,  $Cl=35,5$ .

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

- 2) Calcular: a) la variación de entalpía estándar de formación del  $\text{NH}_{3(g)}$ .

b) ¿Qué energía se desprende cuando se forman 3,4 L de  $\text{NH}_{3(g)}$  a 700 mm Hg y 30 °C?

Energías medias de enlace ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ):  $N\equiv N$ : 946;  $H-H$ : 436;  $N-H$ : 390

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

- 3) La síntesis del metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ), en un recipiente cerrado, según la reacción:  $\text{CO}_{(g)} + 2 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$  libera una energía de  $90,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Indicar, **razonadamente**, cómo afectará a la producción de metanol:

- a) Aumentar la temperatura;  
b) Aumentar la presión;  
c) Aumentar la concentración de  $\text{CO}_{(g)}$ ;  
d) Retirar del reactor el metanol conforme se produce.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

- 4) La solubilidad del carbonato de plata [trioxocarbonato(IV) de plata] ( $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ ), en agua pura y a 25 °C, es  $2 \cdot 10^{-3} \text{ g}$  en 100 mL.

- a) Calcular la constante del producto de solubilidad del carbonato de plata;  
b) ¿Cuál será la solubilidad del carbonato de plata en presencia de una disolución 0,2 M de carbonato de calcio [trioxocarbonato(IV) de calcio] ( $\text{CaCO}_3$ )?

Masas atómicas (u):  $C=12$ ,  $O=16$ ,  $Ag=108$ .

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

- 5) Mediante la teoría de Brønsted-Lowry, **justificar** el carácter ácido, base o anfótero de las disoluciones acuosas de:

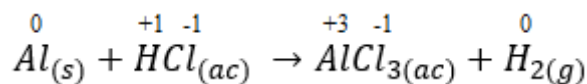
- a)  $\text{CO}_3^{2-}$ ; b)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ; c)  $\text{HS}^-$ ; d)  $\text{NH}_4^+$ .

Puntuación máxima por apartado: 0,5 punto

## OPCIÓN B

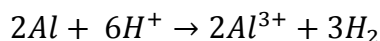
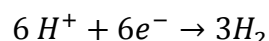
1. Como el aluminio y el hidrógeno cambian de estado de oxidación, la reacción es redox, por lo que la tenemos que ajustar por el método de ión-electrón.

a)

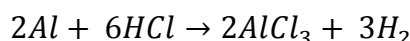


semireacción de oxidación:  $(Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-) \cdot 2$

semireacción de reducción:  $(2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2) \cdot 3$



Por lo que la reacción quedaría:



Para calcular el reactivo en exceso, calculamos los moles de cada reactivo y los comparamos entre ellos, para determinar el que está en exceso.

$$4g \text{ Al} \cdot \frac{75}{100} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{27 \text{ g}} = 0,11 \text{ moles de Al}$$

$$400 \text{ mL HCl} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,6 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 0,24 \text{ moles HCl}$$

Para ver el reactivo limitante consideramos que reacciona todo el aluminio y calculamos en ese caso la cantidad de HCl que reaccionaría:

$$0,11 \text{ moles Al} \cdot \frac{6 \text{ moles HCl}}{2 \text{ moles Al}} = 0,33 \text{ moles de HCl}$$

Los 0,11 moles de aluminio reaccionan totalmente con 0,33 moles de HCl, como sólo tenemos 0,24 moles de HCl el reactivo limitante es el HCl.

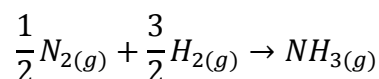
- b) Para calcular el rendimiento de la reacción, calculamos los moles de hidrógeno que se obtienen y posteriormente lo comparamos con la cantidad que se debería haber formado a partir del reactivo limitante:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 1,85}{0,082 \cdot 273} = 0,083 \text{ moles } H_2$$

$$0,24 \text{ moles HCl} \cdot \frac{3 \text{ moles H}_2}{6 \text{ moles HCl}} = 0,12 \text{ moles H}_2 \text{ si el rendimiento fuese } 100 \%$$

$$\eta = \frac{0,083}{0,12} \cdot 100 = 69,17 \%$$

2. La reacción de formación del amoníaco es:



a) Como el problema nos da las entalpías de enlace, la ecuación que tenemos que utilizar es:

$$\Delta H_R^\circ = \sum n_{\text{reactivos}} \cdot \Delta H_{\text{enlace reactivos}}^\circ - \sum n_{\text{productos}} \cdot \Delta H_{\text{enlace productos}}^\circ$$

$$\Delta H_R^\circ = \frac{1}{2} \cdot \Delta H_{N \equiv N}^\circ + \frac{3}{2} \cdot \Delta H_{H-H}^\circ - 3 \cdot \Delta H_{N-H}^\circ$$

$$\Delta H_R^\circ = \frac{1}{2} \cdot 946 + \frac{3}{2} \cdot 436 - 3 \cdot 390 = -43 \text{ kJ/mol}$$

b) Calculamos los moles de amoníaco y como sabemos que se desprenden 43 kJ por cada mol, determinamos la energía desprendida.

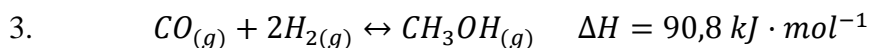
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{700/760 \cdot 3,4}{0,082 \cdot (273 + 25)} = 0,13 \text{ moles}$$

$$0,13 \text{ moles NH}_3 \cdot \frac{-43 \text{ kJ}}{1 \text{ mol NH}_3} = -5,59 \text{ kJ}$$

Se desprenden 5,59 kJ cuando se forman 3,4 L de amoníaco en esas condiciones.







Para justificar cómo afectará a la producción de metanol las distintas variaciones que nos indica el problema lo tendremos que hacer por el principio de *Le Chatelier*: “Si en un sistema en equilibrio se modifica algún factor (presión, volumen, temperatura, concentración,..) el sistema evoluciona en el sentido que tienda a oponerse a dicha modificación para alcanzar de nuevo el equilibrio.”

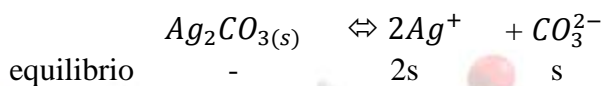
- Al aumentar la temperatura la reacción se va a desplazar en el sentido en que sea endotérmica, para absorber el exceso de calor que se le suministra al sistema, nuestro caso la reacción se desplaza hacia la izquierda, disminuyendo la cantidad de metanol que se forma.
- Al aumentar la presión, el sistema se desplaza en el sentido en el que hay menor número de moles estequiométricos para poder compensar el descenso en volumen del reactor, en este caso hacia la producción de metanol, y por lo tanto aumentando la cantidad que se forma.
- Al aumentar la concentración de  $CO$  el sistema va a desplazarse hacia la derecha para que el equilibrio vuelva a reestablecerse y por lo tanto aumenta la formación de metanol.
- Al retirar del reactor el metanol según se va formando nunca se va a alcanzar el equilibrio, por lo que la reacción va a tender a desplazarse a la derecha para intentar llegar al equilibrio y, por lo tanto se va a formar más metanol.

4.

- Para calcular la constante del producto de solubilidad, primeramente tenemos que pasar la solubilidad a moles/L para posteriormente, aplicando el equilibrio de solubilidad obtener la  $K_{ps}$ .

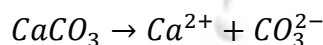
$$M_M(Ag_2CO_3) = 108 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 276 \text{ g/mol}$$

$$s = \frac{2 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{100 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{276 \text{ g}} = 7,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$K_{ps} = [Ag^+]^2[CO_3^{2-}] = [2s]^2[s] = 4s^3 = 2(7,25 \cdot 10^{-5})^3 = 7,62 \cdot 10^{-13}$$

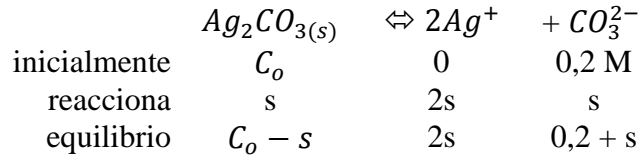
- El carbonato de calcio aporta ion común a la disolución de carbonato de plata, por lo que este ion va a afectar a la solubilidad, disminuyendo su valor.



Necesitamos saber la concentración del ion carbonato, como la estequiometría es 1:1 se cumple que:

$$[CaCO_3] = [CO_3^{2-}] = 0,2 M$$

Conociendo dicho valor, podemos calcular la nueva solubilidad:



Se desprecia, porque al ser el valor de la solubilidad tan pequeño,  $0,2 + s \approx 0,2$

$$K_{ps} = [Ag^+]^2[CO_3^{2-}] = [2s]^2[0,2 + s] \rightarrow 7,62 \cdot 10^{-13} = 0,8s^2$$

$$s = \sqrt{\frac{7,62 \cdot 10^{-13}}{0,8}} = 9,76 \cdot 10^{-7} mol \cdot L^{-1}$$

5. Según la teoría de Brönsted-Lowry un *ácido* es aquella sustancia que puesta en contacto con otra es capaz de ceder protones y una *base* es una sustancia que puesta en contacto con otra es capaz de aceptar protones. Teniendo estas definiciones en cuenta, podemos justificar el carácter ácido, básico o anfótero de las disoluciones acuosas:

- a)  $CO_3^{2-}$  → como no posee protones, no los puede ceder y por lo tanto no va a ser ácido, y como puede captar protones para regenerar el ácido carbónico, va a ser *base*.
- b)  $H_2PO_4^-$  → Posee protones que puede ceder, va a ser ácido, y puede captar un protón para regenerar el ácido fosfórico, por lo que también puede ser base. Al poder comportarse como ácido y base, es una sustancia *anfótera*.
- c)  $HS^-$  → a este anión le ocurre lo mismo que al anterior, por lo que va a ser también *anfótero*.
- d)  $NH_4^+$  → Posee protones que puede ceder, por lo que va a ser *ácido* y no va a poder aceptar más protones porque el N no posee electrones libres para compartir con el H.

