

# Selectividad Castilla y León - Septiembre 2006

## BLOQUE A

**A-1:** a) Escriba las configuraciones electrónicas de las siguientes especies en su estado fundamental:

$O^{2-}$ ,  $Na^+$ ,  $Ar$ ,  $Cl^-$  y  $Mn$ .

b) Identifique, justificando las respuestas, las especies isoelectrónicas, si las hay, y las que tienen electrones desapareados.

Datos: Números atómicos:  $O = 8$ ;  $Na = 11$ ;  $Cl = 17$ ;  $Ar = 18$ ;  $Mn = 25$

### RESOLUCIÓN

a) Las configuraciones electrónicas de los iones derivan de las de los correspondientes átomos, con más electrones si su valencia es negativa o con menos si es positiva. Así, tenemos

$O$  ( $Z = 8$ )  $1s^2 2s^2 2p^4 \implies$  el  $O^{2-}$  tiene 2 electrones más:  $O^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6$

$Na$  ( $Z = 11$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \implies$  el  $Na^+$  tiene 1 electrón menos:  $Na^+: 1s^2 2s^2 2p^6$

$Ar$  ( $Z = 18$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$Mn$  ( $Z = 25$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$

B) Las especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones, en este caso  $O^{2-}$  y  $Na^+$ , las cuales tienen un total de 10 electrones.

Electrones desapareados solamente los tiene el  $Mn$ , ya que todas las demás tienen completos los subniveles  $s$  y  $p$ . En el caso del  $Mn$ , dado que en el subnivel "d" caben 10 electrones distribuidos en 5 orbitales, y puesto que solamente tiene 5 electrones, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund, éstos se distribuirán lo más desapareados posible: un solo electrón en cada uno de los orbitales:  $\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$  Por tanto, existirán 5 electrones desapareados.

**A-2:** Para el equilibrio:  $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$

Las concentraciones molares en el equilibrio, a una temperatura dada, son 2; 2 y 18 para el  $CO$ ,  $Cl_{2(g)}$  y  $COCl_{2(g)}$  respectivamente. Determine:

a) La composición en el equilibrio cuando se duplica la concentración de cloro si el volumen del recipiente es de 1 L.

b) La composición en el equilibrio cuando el volumen del reactor se duplica manteniendo constante la temperatura.

### RESOLUCIÓN

A partir de los datos que nos dan en el equilibrio inicial, calculamos el valor de la constante de equilibrio  $K_c$ , teniendo en cuenta que el recipiente tiene un volumen de 1 litro, y es:

	$CO_{(g)}$	$Cl_{2(g)}$	$COCl_{2(g)}$	
En Equilibrio	2 moles	2 moles	18 moles	$K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO].[Cl]}; K_c = \frac{\frac{18}{1}}{\frac{2}{1} \cdot \frac{2}{1}} = 4,5$

Si ahora duplicamos la concentración del cloro, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la derecha. Dado que existe el mismo número de moles de cada especie en la reacción, si llamamos "x" al número de moles de  $CO$  que reaccionarán (nos quedan  $2 - x$ ), también se formarán "x" moles de  $COCl_2$  (nos quedan  $18 + x$ ), por lo que el equilibrio será:

	$CO_{(g)}$	$Cl_{2(g)}$	$COCl_{2(g)}$	
Condiciones iniciales	2 moles	2 moles	18 moles	Al resolver esta ecuación: $4,5 = \frac{18+x}{\frac{2-x}{1} \cdot \frac{4}{1}}; 4.4,5.(2-x) = 18 + x$ <b>X = 0,95</b>
En equilibrio	$2 - x$	4	$18 + x$	

Por tanto, el número de moles en el equilibrio es:

$CO: 2 - 0,95 = 1,05$  moles

$Cl_2 = 4$  moles

$COCl_2 = 18 + 0,95 = 18,95$  moles

Y como el volumen del recipiente es 1 litro, estas cantidades son también las concentraciones en el equilibrio.

- B)** Si duplicamos el volumen del reactor manteniendo constante la temperatura, el valor de la constante de equilibrio  $K_c$  seguirá siendo el mismo:  $K_c = 4,5$ . De acuerdo con el principio de Le Chatelier, al aumentar el volumen del recipiente el equilibrio se desplazará hacia el miembro en el cual haya mayor número de moles de gas, en este caso, se desplazará hacia la izquierda, por lo que si llamamos "x" al número de moles de  $\text{COCl}_2$  que se descomponen, cuando se vuelva a alcanzar el equilibrio, quedarán  $(18 - x)$  moles de éste y se habrán formado "x" moles de CO y otras tantas de  $\text{Cl}_2$ , por lo que de ambos tendremos  $(2+x)$  moles todas ellas en un recipiente de 2 litros (el doble del volumen que antes era de 1 litro). Así:

	$\text{CO}_{(g)} +$	$\text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons$	$\text{COCl}_{2(g)}$	$4,5 = \frac{\frac{18-x}{2}}{\frac{2+x}{2} \cdot \frac{2+x}{2}}$ <p>Al resolver esta ecuación:  <math>4,5 \cdot x^2 + 20 \cdot x - 18 = 0</math>  <b>X = 0,77</b></p>
Condiciones iniciales	2 moles	2 moles	18 moles	
En equilibrio	$2 + x$	$2 + x$	$18 - x$	

De aquí, sacamos el nº de moles en equilibrio y la concentración de cada una de las especies:

$$\text{CO} : n = 2 + 0,77 = 2,77 \text{ moles. } [\text{CO}] = \frac{2,77}{2} = 1,385 \text{ mol/L}$$

$$\text{Cl}_2 : n = 2 + 0,77 = 2,77 \text{ moles. } [\text{Cl}_2] = \frac{2,77}{2} = 1,385 \text{ mol/L}$$

$$\text{COCl}_2 : n = 18 - 0,77 = 17,23 \text{ moles. } [\text{COCl}_2] = \frac{17,23}{2} = 8,615 \text{ mol/L}$$

**A-3:** El yodo sólido ( $\text{I}_2$ ) en medio alcalino se dismuta en iones yoduro ( $\text{I}^-$ ) y yodato ( $\text{IO}_3^-$ ).

- a) Ajuste la reacción iónica y molecular por el método del ión-electrón, especificando cuales son las reacciones de oxidación y de reducción, cuando se usa hidróxido potásico.  
 b) ¿Cuántos gramos de yodo sólido se necesitarían para obtener un litro de disolución  $10^{-2}$  molar en iones yoduro?

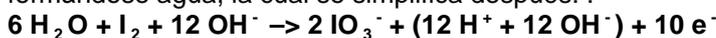
#### RESOLUCIÓN

La reacción iónica que tiene lugar en medio básico es:  $\text{I}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{I}^- + \text{IO}_3^-$

Las semirreacciones que tienen lugar son:

OXIDANTE: $\text{I}_2 \rightarrow \text{I}^-$	$\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \cdot \text{I}^-$
REDUCTOR: $\text{I}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{IO}_3^-$	$6 \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 \rightarrow 2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- \Rightarrow$

Puesto que el proceso tiene lugar en medio básico, en la semirreacción correspondiente al reductor hemos de eliminar los  $\text{H}^+$ , para lo cual añadimos a ambos miembros de la misma tantos  $\text{OH}^-$  como  $\text{H}^+$  hay, formándose agua, la cual se simplifica después: :



Por tanto las dos semirreacciones iónicas son:

OXIDANTE: $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \cdot \text{I}^-$	X 5	$5 \cdot \text{I}_2 + 10 \text{e}^- \rightarrow 10 \cdot \text{I}^-$
REDUCTOR: $\text{I}_2 + 12 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{IO}_3^- + 6 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{e}^-$		$\text{I}_2 + 12 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{IO}_3^- + 6 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{e}^-$

Y la reacción iónica total será la suma de ambas:  $6 \cdot \text{I}_2 + 12 \text{OH}^- \rightarrow 10 \cdot \text{I}^- + 2 \text{IO}_3^- + 6 \text{H}_2\text{O}$

Teniendo en cuenta que se utiliza hidróxido de potasio, los OH de los reactivos formarán parte de ese KOH, mientras que los aniones existentes en los productos de reacción formarán sales de potasio, por lo que la reacción molecular es:  $6 \cdot \text{I}_2 + 12 \text{KOH} \rightarrow 10 \cdot \text{KI} + 2 \text{KIO}_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$

- b) Si hemos de obtener 1 litro de disolución  $10^{-2}$  Molar de yoduro, hemos de obtener  $10^{-2}$  moles de este ion, por lo que teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción iónica:



vemos que para obtener 10 moles de ion yoduro se necesitan 6 moles de yodo ( $I_2$ ), de manera que:

$$\left. \begin{array}{l} 6 \text{ moles de } I_2 \text{ --- } 10 \text{ moles de } I^- \\ x \text{ --- } \text{-----} 10^{-2} \end{array} \right\} x = \frac{6 \cdot 10^{-2}}{10} = 6,10^{-3} \text{ moles de } I_2 = 6 \cdot 10^{-3} \cdot 253,8 = \mathbf{1,52 \text{ g de } I_2}$$

#### A-4:

Se disuelven 54,9 g de hidróxido de potasio en la cantidad de agua precisa para obtener 500 mL de disolución. Calcule:

- La molaridad de la disolución.
- El volumen de disolución de hidróxido de potasio necesario para preparar 300 mL de disolución 0,1 M.
- Indique el material de laboratorio que utilizaría y qué haría para preparar la disolución inicial.

#### RESOLUCIÓN

A) Para calcular la Molaridad de esta disolución de hidróxido de potasio, cuyo peso molecular o masa molecular media es:  $KOH = 39,10 + 16,0 + 1,0 = 56,10 \text{ g/mol}$ , aplicamos la definición de la misma: N° de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución, cuya fórmula es:

$$M = \frac{g_{\text{soluta}}}{Pm_{\text{soluta}} \cdot L_{\text{disoluc}}} = \frac{54,9}{56,10 \cdot 0,5}; \quad \mathbf{M = 1,96 \text{ Molar}}$$

B) Vamos a determinar la cantidad de soluto, hidróxido de potasio, que hay en esos 300 mL de la disolución 0,1 Molar a preparar, utilizando la expresión de la Molaridad:

Para calcular la Molaridad de esta disolución de hidróxido de bario, cuyo peso molecular o masa molecular media es:  $Ba(OH)_2 = 137,34 + 2 \cdot 17 = 171,34 \text{ g/mol}$ , aplicamos la definición de la misma: N° de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución, cuya fórmula es:

$$0,1 = \frac{g_{\text{soluta}}}{56,10 \cdot 0,3} \quad \text{De donde: } g_{\text{soluta}} = 1,68 \text{ g de KOH. Y esta cantidad la hemos de tomar de la}$$

disolución que nos dan, cuya molaridad hemos calculado antes, por lo que utilizando de nuevo la expresión de la molaridad, aplicada a la primera disolución, determinamos el volumen de la misma en el cual se encuentran esos 1,68 g de KOH: Para calcular la Molaridad de esta disolución de hidróxido de bario, cuyo peso molecular o masa molecular media es:  $Ba(OH)_2 = 137,34 + 2 \cdot 17 = 171,34 \text{ g/mol}$ , aplicamos la definición de la misma: N° de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución, cuya fórmula

$$\text{es: } 1,96 = \frac{1,68}{56,10 \cdot V_{\text{DISOLUCION}}}; \quad \text{de donde;}$$

$$V_{\text{DISOLUCION}} = 0,0153 \text{ Litros} = \mathbf{15,3 \text{ mL se necesitan}}$$

C) Se pesarían 54,9 g de hidróxido de potasio en una balanza utilizando un pesasustancias o vidrio de reloj. Se pasarían a un matraz aforado de 500 mL que estuviera lleno de agua hasta su mitad, aproximadamente, por medio de un embudo cónico y se agitaría hasta la completa disolución del soluto. Posteriormente se enrasaría dicho matraz aforado.

**Material necesario:** Balanza de laboratorio

Vidrio de reloj o pesasustancias y espátula

Matraz aforado de 500 mL

Embudo cónico

#### A-5: Dado un compuesto de fórmula $CH_2 = CH - CH = CH - CH_3$

- Nómbrelo e indique el tipo de hibridación que puede asignarse a cada átomo de carbono.
- Formule y nombre 3 isómeros de posición del compuesto anterior

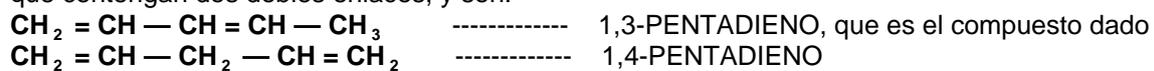
#### RESOLUCIÓN

a) **1,3-PENTADIENO**

La configuración electrónica del átomo de carbono es:  $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ , es decir, da lugar a hibridaciones  $sp^3$  pero cuando forma dobles enlaces, uno de los orbitales atómicos no se hibrida, por lo que la hibridación en el caso de formar dobles enlaces será del tipo  $sp^2$ .

En el caso de este compuesto, los carbonos números 1, 2, 3 y 4 tienen dobles enlaces, por lo que todos ellos tienen una hibridación  $sp^2$ , mientras que el carbono nº 5, presentará la hibridación normal  $sp^3$ .

B) Los isómeros de posición son aquellos compuestos que se diferencian únicamente en la posición del grupo funcional dentro de la molécula. En este caso se trataría de compuestos con 5 carbonos, cadena lineal y que contengan dos dobles enlaces, y son:



Estos son los dos únicos compuestos "normales" que presentan isomería óptica. Los otros dos que se pueden formular tienen un carbono que soporta dos dobles enlaces, lo cual hace que se trate de compuestos de dudosa estabilidad e incluso existencia, y son:

