



|   |   |  |
|---|---|--|
| <b>Proves d'accés per a majors de 25 i 45 anys</b><br><b>Pruebas de acceso para mayores de 25 y 45 años</b> | Convocatòria:<br>Convocatoria:<br><b>2024</b> | <br>SISTEMA UNIVERSITARI VALENCIÀ<br>SYSTEMA UNIVERSITARI VALENCIÀ  |
| Assignatura: Química<br>Asignatura: Química   |   | <br>GENERALITAT<br>VALENCIANA<br>Conselleria d'Ensenyament,<br>Universitat, CI, CIUTeC<br>i Recerca Digital |

## CONVOCATORIA 2024 – QUÍMICA PAU + 25

Se resolverán solo tres cuestiones de las seis propuestas. Cada una de ellas se evaluará de 0 a 2,5 puntos. La puntuación total se calculará sobre 10 puntos.

### Cuestión 1.

- a) Para cada una de las siguientes moléculas:  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{S}$ :
- Dibuje sus estructuras electrónicas de Lewis. (0,5 puntos)
  - Prediga sus geometrías moleculares de acuerdo con la teoría de repulsión de los pares de electrones de valencia. (0,5 puntos)
  - Razone si son polares o apolares. (0,5 puntos)
- b) Escriba las configuraciones electrónicas de estado fundamental de los átomos C y S. (1 punto)

**Datos:** números atómicos, Z: H=1; C=6; O=8; S=16.

### SOLUCIÓN:

Los tres subapartados se abordan de manera conjunta. Para desarrollar la geometría molecular, nos basamos en el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia. Este modelo postula que la geometría molecular se determina por la repulsión entre los pares de electrones en la capa de valencia del átomo central. Los pares de electrones, tanto compartidos como no compartidos, se distribuyen alrededor del átomo central de manera que se minimice su repulsión mutua (lo más alejados posible) dando lugar a la forma más estable de la molécula.

$\text{CO}_2$ :

→ 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

$$n = 1 \cdot 8 + 2 \cdot 8 = 24$$

$$v=1\cdot 4+2\cdot 6=16 \text{ (electrones de valencia)}$$

$$c=n-v=24-16=8; 8 \text{ electrones compartidos; } 8/2= 4 \text{ enlaces.}$$

$$s=v-c=16-8=8; 8 \text{ electrones desapareados; } 8/2= 4 \text{ pares solitarios.}$$

**Molécula tipo  $AB_2E_0$** , por la TRPECV le corresponde una **geometría lineal**.

El enlace entre el carbono y el oxígeno (C-O) es polar debido a que el oxígeno posee una mayor electronegatividad. Sin embargo, la geometría de la molécula es simétrica, lo que provoca la cancelación de los momentos dipolares individuales. En consecuencia, la molécula de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) es **apolar**.



$H_2S$ :

→ H ( $Z=1$ ):  $1s^1$ ; 1 electrón de valencia

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

$$n=1\cdot 8+2\cdot 2=12 \text{ (electrones de octeto)}$$

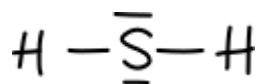
$$v=1\cdot 6+2\cdot 1=8 \text{ (electrones de valencia)}$$

$$c=n-v=12-8=4; 4 \text{ electrones compartidos; } 4/2= 2 \text{ enlaces.}$$

$$s=v-c=8-4=4; 4 \text{ electrones desapareados; } 4/2= 2 \text{ pares solitarios.}$$

**Molécula tipo  $AB_2E_2$** , por la TRPECV le corresponde una **geometría angular**.

El enlace entre el hidrógeno y el azufre (H-S) exhibe polaridad debido a la disparidad en las electronegatividades de estos átomos, siendo el azufre significativamente más electronegativo. Además, la estructura molecular presenta una geometría asimétrica, lo que impide la anulación del momento dipolar resultante. Por consiguiente, la molécula en su conjunto es **polar**.



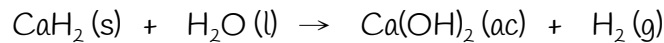
b) Las configuraciones electrónicas del C y S son las siguientes:

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

$$S(Z=16): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$$

## Cuestión 2

El hidruro de calcio  $\text{CaH}_2$  reacciona con agua para formar  $\text{Ca(OH)}_2$  y dihidrógeno según la reacción no ajustada siguiente:

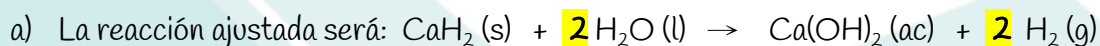


Se hacen reaccionar 50,0 g de  $\text{CaH}_2$  con 50,0 g de  $\text{H}_2\text{O}$ .

- Ajuste la ecuación química. (0,5 puntos)
- Indique el reactivo limitante y calcule la cantidad, en gramos, de  $\text{Ca(OH)}_2$  que se puede obtener. (1 punto)
- Calcule el volumen de dihidrógeno, en litros, producido cuando se mide a 1,2 atm y 25 °C. (1 punto)

**Datos:** Masas atómicas relativas: H=1; O = 16; Ca=40; R = 0,082 atm·L/mol·K

### SOLUCIÓN:



50g                      50 g                      ¿m?

Calculamos la masa de  $\text{H}_2\text{O}$  necesaria para reaccionar con 50 g de  $\text{CaH}_2$  para ver cuál es el reactivo limitante.

Como  $\text{Mr}(\text{CaH}_2)=40+1\cdot 2=42 \text{ g/mol}$  y  $\text{Mr}(\text{H}_2\text{O})=1\cdot 2+16=18 \text{ g/mol}$

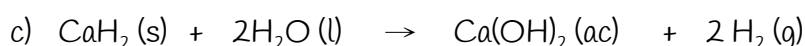
$$50 \text{ g CaH}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{42 \text{ g CaH}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CaH}_2} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 42,857 \text{ g H}_2\text{O} \text{ hacen falta.}$$

**Se dispone de 50 g y hacen falta 42 g por lo que hay suficiente  $\text{H}_2\text{O}$ . El reactivo limitante es el  $\text{CaH}_2$  y el reactivo en exceso el agua.**

Por estequiometría calculamos la masa de  $\text{Ca(OH)}_2$  que se obtendrá con los 50 g de  $\text{CaH}_2$  (reactivo limitante):

$\text{Mr}(\text{Ca(OH)}_2)=40+2\cdot(16+1)=74 \text{ g/mol}$

$$50 \text{ g CaH}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{42 \text{ g CaH}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol CaH}_2} \cdot \frac{74 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 88,095 \text{ g Ca(OH)}_2 \text{ se obtendrán.}$$



50 g (RL)

¿V(L)?

$$T = 25^\circ\text{C} + 273 = 298\text{K}$$

$$P = 1,2 \text{ atm}$$

Se calculan los moles de  $\text{H}_2$  que se obtienen a partir de 50 g de  $\text{CaH}_2$  (reactivo limitante):

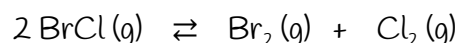
$$50 \text{ g CaH}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{42 \text{ g CaH}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol CaH}_2} = 2,381 \text{ mol H}_2.$$

Con la ecuación de los gases ideales  $PV=nRT$  podemos calcular el volumen que se produce:

$$V = \frac{nRT}{P} \rightarrow V = \frac{2,381 \cdot 0,082 \cdot 298}{1,2} = 48,485 \text{ L de H}_2 \text{ se producen.}$$

### Cuestión 3.

En un recipiente cerrado de 20 L, mantenido a 500 K, se introduce 1 mol de BrCl, produciéndose la reacción:



Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla encontrándose que hay 0,46 mol de Cl<sub>2</sub>.

- a) Calcule el valor de las constantes K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub> a la temperatura de trabajo. (1,5 puntos)  
b) Indique cómo afecta al equilibrio, manteniendo el volumen y la temperatura constantes: b1) la adición de BrCl ; b2) la adición de Cl<sub>2</sub>. (1 punto)

**Datos:** R=0,082 atm·L/K·mol

### SOLUCIÓN:

- a) Como en el equilibrio hay 0,46 moles de Cl<sub>2</sub>: x=0,46 moles, y a partir de ese valor se calculan todos los moles en el equilibrio:

|                   | 2 BrCl (g)                        | ⇌ | Br <sub>2</sub> (g)               | + | Cl <sub>2</sub> (g)               |
|-------------------|-----------------------------------|---|-----------------------------------|---|-----------------------------------|
| n <sub>0</sub>    | 1                                 |   | -                                 |   |                                   |
| n <sub>r/f</sub>  | -2x                               |   | x                                 |   | x                                 |
| n <sub>eq</sub>   | 1 - 2x                            |   | x                                 |   | x=0,46 moles                      |
| n <sub>eq</sub>   | 1 - 2·0,46 = 0,08                 |   | 0,46                              |   | 0,46                              |
| [ ] <sub>eq</sub> | $\frac{0,08}{20} = 0,004\text{M}$ |   | $\frac{0,46}{20} = 0,023\text{M}$ |   | $\frac{0,46}{20} = 0,023\text{M}$ |

La constante de equilibrio K<sub>c</sub> se calcula:

$$\text{Como } K_c = \left\{ \frac{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{Br}_2]}{[\text{BrCl}]^2} \right\}_{eq} \rightarrow K_c = \frac{0,023 \cdot 0,023}{0,004^2} \rightarrow K_c = 33,06$$

Para calcular el valor de K<sub>p</sub> se utiliza la fórmula que relaciona ambas constantes:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n_{\text{gas}}}$$

$$\Delta n_{\text{gas}} = n_{\text{prod (g)}} - n_{\text{react (g)}} = 2 - 2 = 0 \rightarrow K_p = K_c = 33,06$$

Cuando no se produce variación del número de moles,  $K_c$  y  $K_p$  coinciden.

b) Por el principio de Le Chatelier, si se modifican las condiciones (P, T, concentración...) de un sistema en equilibrio, este tiende a desplazarse en el sentido de recuperar el equilibrio.

En este caso:

**Si se añade BrCl** (reactivo) el sistema evolucionará **hacia la derecha** para consumirlo (hacia la formación de productos).

**Si se añade Cl<sub>2</sub>** (producto) el sistema evolucionará **hacia la izquierda** para consumirlo (hacia la formación de reactivos).

### Cuestión 4.

a) Sabiendo que el ácido yodhídrico, HI(ac), es un ácido fuerte, calcule el pH de una disolución que contiene 64 g de HI en 2 litros de la misma. (1 punto)

b) Calcule la masa de Ca(OH)<sub>2</sub> que hay que disolver en suficiente cantidad de agua para preparar 750 mL de disolución 0,1 M. (1 punto)

c) Calcule el volumen de disolución 0,1 M de Ca(OH)<sub>2</sub> necesario para neutralizar 500 mL de la disolución de HI (0,5 puntos)

**Datos:** masas atómicas relativas: H=1; O=16; Ca=40; I=127

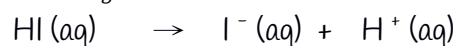
### SOLUCIÓN

a) Para calcular el pH hay que calcular la  $[H^+]$ , y al tratarse de un ácido fuerte coincidirá con la concentración inicial de HI.

Cálculo de la concentración molar de HCl, sabiendo que hay 64 g de HCl en 2 L de disolución:

$$Mr(HI) = 1 + 127 = 128 \text{ g/mol}$$

$$64 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HI}}{128 \text{ g HI}} = 0,5 \text{ mol HCl} ; \text{ como } M = \frac{n}{V} \rightarrow M = \frac{0,5}{2} \rightarrow M = 0,25 \text{ M}$$



$$M_o \quad 0,25 \quad \quad - \quad -$$

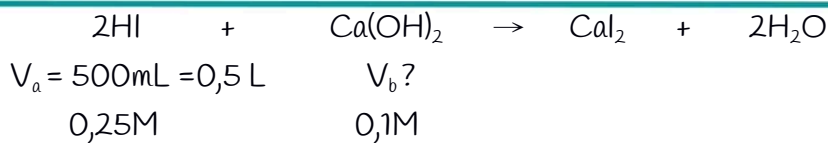
$$M_f \quad - \quad \quad 0,25 \quad 0,25 \rightarrow pH = -\log [H^+] = -\log 0,25 \rightarrow pH = 0,60$$

b) A partir de la molaridad y el volumen se calculan los moles necesarios, y con la Mr se calcula la masa en gramos:  $Mr(\text{Ca(OH)}_2) = 40 + 2 \cdot (16 + 1) = 74 \text{ g/mol}$

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \cdot V \rightarrow n = 0,1 \cdot 0,75 = 0,075 \text{ moles de Ca(OH)}_2$$

$$0,075 \text{ mol Ca(OH)}_2 \cdot \frac{74 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 5,55 \text{ g Ca(OH)}_2 \text{ se necesitan}$$

b) La reacción de neutralización es:



Para que la neutralización sea completa, se necesitan la mitad de moles de  $\text{Ca(OH)}_2$  que de HI  
¡¡cuidado con la estequiometría!!

Calculamos los moles HCl a partir de la molaridad y el volumen:

$$n = M \cdot V = 0,25 \cdot 0,5 = 0,125 \text{ mol HI}$$

Por estequiometría:

$$0,125 \text{ mol HI} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol HI}} = 0,0625 \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

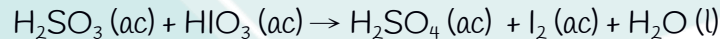
Con los moles y la molaridad se calcula el volumen;

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow 0,1 = \frac{0,0625}{V} \rightarrow V = \frac{0,0625}{0,1} \rightarrow V = 0,625 \text{ L}$$

Son necesarios 625 mL de la disolución de  $\text{Ca(OH)}_2$  para neutralizar la disolución de HCl.

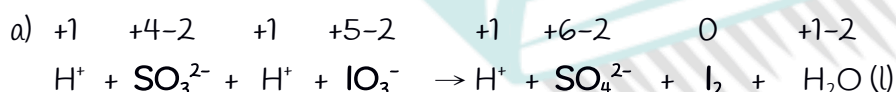
## Cuestión 5.

Teniendo en cuenta la siguiente ecuación redox no ajustada:



- Indique cuál es la especie oxidante y cuál la reductora. (1 punto)
- Ajuste la ecuación química anterior (1,5 puntos)

### SOLUCIÓN

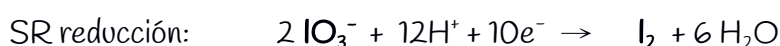
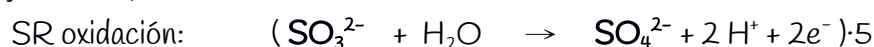


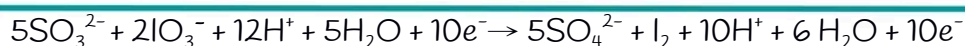
Es una reacción redox ya que hay dos elementos que cambian de número de oxidación:

$\text{IO}_3^-$  se reduce a  $\text{I}_2$  (I baja su número de oxidación de +5 a 0):  $\text{IO}_3^-$  (o  $\text{HIO}_3$ ) es la especie oxidante porque gana  $e^-$ .

$\text{SO}_3^{2-}$  se oxida a  $\text{SO}_4^{2-}$  (S sube su número de oxidación de +4 a +6):  $\text{SO}_3^{2-}$  (o  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) es la especie reductora porque pierde  $e^-$ .

- Ajustamos por el método del ión-electrón en medio ácido:





Ajuste ec. iónica:  $5\text{SO}_3^{2-} + 2\text{IO}_3^- + 2\text{H}^+ \rightarrow 5\text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Reacción ajustada:  $5\text{H}_2\text{SO}_3(\text{ac}) + 2\text{HIO}_3(\text{ac}) \rightarrow 5\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{I}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

## Cuestión 6.

- a) A continuación se indican diversas fórmulas y dos posibles denominaciones químicas. Señale la correspondencia correcta. (1 punto)

|  |   |
|--|---|
| (A) $\text{Cu}_2\text{HPO}_4$  | (A1) Hidrogenofosfato de cobre (I)            |
|  | (A2) Hidrogenofosfato de cobre (II)           |
| (B) $\text{BaO}_2$   | (B1) Peróxido de bario                        |
|  | (B2) Óxido de bario                           |
| (C) $\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} \end{array}$  | (C1) Ácido etanoico                           |
|  | (C2) Etanol                                   |
| (D) $\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 \end{array}$ | (D1) Etilpentil éter                          |
|  | (D2) Etanoato de pentilo (Acetato de pentilo) |

- b) Una disolución de HCl comercial tiene una riqueza del 25% en masa y una densidad de  $1,12 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ . Calcule la concentración molar de HCl en dicha disolución. (1,5 puntos)

**Datos:** masas atómicas relativas: H=1; N Cl=35,5.

## SOLUCIÓN

a)

|  |  |
|--|--|
| (A) $\text{Cu}_2\text{HPO}_4$<br>Viene de $\text{Cu}^{+1} \text{HPO}_4^{-2}$ | (A1) Hidrogenofosfato de cobre (I)             |
|  | <del>(A2) Hidrogenofosfato de cobre (II)</del> |
| (B) $\text{BaO}_2$<br>Viene de $\text{Ba}^{+2} \text{O}_2^{-2}$              | (B1) Peróxido de bario                         |
|  | <del>(B2) Óxido de bario</del>                 |

|     |   |  |
|-----|---|--|
| (C) | $\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{CH}_3\text{-C-OH} \end{array}$ <p>El grupo -COOH indica que es un ácido</p>   | (C1) <b>Ácido etanoico</b>                           |
|     |   | <del>(C2) Etanol</del>                               |
| (D) | $\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{CH}_3\text{-C-O-CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3 \end{array}$ <p>El grupo -COO- indica que es un éster</p> | <del>(D1) Etilpentil éter</del>                      |
|     |   | <b>(D2) Etanoato de pentilo (Acetato de pentilo)</b> |

b) A partir de la riqueza y la densidad, se calculan los moles que contiene 1 litro de disolución, que es precisamente la molaridad:

$$Mr(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$1000 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,12 \text{ g disolución}}{1 \text{ ml disolución}} \cdot \frac{25 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 7,67 \text{ mol}$$

La concentración de la disolución es 7,67 M.