



## Examen Global Departamental

### Transformaciones Químicas. Trimestre 19-I

Nombre: \_\_\_\_\_ Matrícula: \_\_\_\_\_

#### Instrucciones:

- No está permitido el uso del teléfono celular ni de reproductores de música o video.
- Sólo podrán abandonar el salón una vez que hayan entregado el examen.

1. Indica si las siguientes afirmaciones son falsas ( F ) o verdaderas ( V ):

- a) Una solución de ácido débil 1 M tiene pH de cero. ( )
- b) La base conjugada de un ácido fuerte es de fuerza insignificante. ( )
- c) En una reacción química se conserva la cantidad de sustancia. ( )
- d) Para la reacción  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$   $K_c = 1$  ( )
- e) El benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) y el n-butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) tienen la misma fórmula mínima ( )

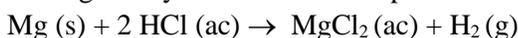
(1)

2. Una masa de 4.8704 g de antimonio (Sb) reacciona completamente con oxígeno y forman un óxido del tipo:  $\text{Sb}_x\text{O}_y$ . El compuesto formado tiene una masa de 5.8307 g.

Determina la fórmula empírica.

(1)

3. La reacción química de magnesio y ácido clorhídrico produce cloruro de magnesio e hidrógeno molecular:



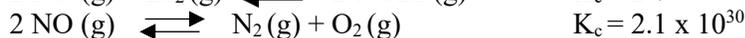
Se hacen reaccionar 10.0 g de Mg con 200 ml de HCl 3.0 M. Calcula el volumen en litros de gas hidrógeno que se obtiene a 27 °C y 0.95 atm

(1)

4. Calcula la cantidad de calor (kJ) a presión constante que se libera cuando se producen  $1.26 \times 10^4$  g de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), de acuerdo con la ecuación:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$   $\Delta H^\circ = -92.6 \text{ kJ/mol}$

(1)

5. Considera el equilibrio  $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NOBr}(\text{g})$ . Calcula las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$  para esta reacción, dada la siguiente información a 298 K.



(1)

6. A 100 °C la constante de equilibrio de la reacción:  $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$  es  $K_p = 6.71 \times 10^{-9}$ . En una mezcla de reacción se determinaron las presiones parciales:  $p_{\text{COCl}_2} = 6.12 \times 10^{-2} \text{ atm}$ ,  $p_{\text{CO}} = 1.01 \times 10^{-4} \text{ atm}$ ,  $p_{\text{Cl}_2} = 2.03 \times 10^{-4} \text{ atm}$ .

Determina si esta mezcla de reacción está en equilibrio y, de no ser así, indica en qué sentido procede la reacción para alcanzar el equilibrio.

(1.5)

7. A 25 °C la constante de equilibrio ( $K_a$ ) del ácido nitroso ( $\text{HNO}_2$ ) es  $4.5 \times 10^{-4}$ . Para una solución de  $\text{HNO}_2$  0.0075 M:



- a) Identifica los pares ácido-base conjugados.
- b) Calcula la concentración de todas las especies presentes en el equilibrio.
- c) Determina el pOH de la solución.

(2)

8. En la siguiente reacción de óxido reducción:  $\text{Zn}_{(\text{s})} + \text{CoCl}_{2(\text{ac})} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(\text{ac})} + \text{Co}_{(\text{s})}$

- a) Asigna los estados de oxidación a cada átomo de las especies químicas en la ecuación.
- b) Escribe la semi-reacción de reducción y la semi-reacción de oxidación

(1.5)

$$R = 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}}$$

$$N_A = 6.02 \times 10^{23} \frac{\text{partículas}}{\text{mol}}$$

<b>Elemento</b>	<b>Mg</b>	<b>H</b>	<b>O</b>	<b>Sb</b>	<b>Cl</b>	<b>N</b>
<b>MM (g/mol)</b>	24.31	1.01	16.0	121.75	35.45	14.01