

**PAU - COMUNIDAD VALENCIANA**

# **QUÍMICA**

**EJERCICIO 4**

**JULIO 2025**

**EXTRA DANA**

**Reacciones redox, pH, estequiometría, ...**



# DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 <b>H</b> Hidrógeno 1,008																	2 <b>He</b> Helio 4,0026
3 <b>Li</b> Litio 6,94	4 <b>Be</b> Berilio 9,0122											5 <b>B</b> Boro 10,81	6 <b>C</b> Carbono 12,011	7 <b>N</b> Nitrógeno 14,007	8 <b>O</b> Oxígeno 15,999	9 <b>F</b> Flúor 18,998	10 <b>Ne</b> Neón 20,180
11 <b>Na</b> Sodio 22,990	12 <b>Mg</b> Magnesio 24,305											13 <b>Al</b> Aluminio 26,982	14 <b>Si</b> Silicio 28,085	15 <b>P</b> Fósforo 30,974	16 <b>S</b> Azufre 32,06	17 <b>Cl</b> Cloro 35,45	18 <b>Ar</b> Argón 39,95

**Constantes y factores de conversión:**  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ;  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  
 $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $K_w (298 \text{ K}) = 10^{-14}$ .  
 $1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ ;  $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$ .

## FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales:  $PV = nRT$

Ecuación de Dalton:  $p_i = x_i P$

Ecuación de Arrhenius:  $k = A e^{-E_a/RT}$

2ª ley de Faraday:  $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$

Energía de un fotón:  $E = \frac{hc}{\lambda}$

$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$



# Ejercicio 4

## Ejercicio 4. (2 puntos)

En disolución acuosa, el peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , reacciona con ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , dando lugar a cloro molecular,  $\text{Cl}_2$ , y agua,  $\text{H}_2\text{O}$ .

**a)** Escriba la ecuación química ajustada. **(0,4 puntos)**

**b)** Justifique que la reacción química que tiene lugar es una reacción rédox e identifique la especie oxidante y la especie reductora. **(0,6 puntos)**

Conteste a una de las siguientes cuestiones:

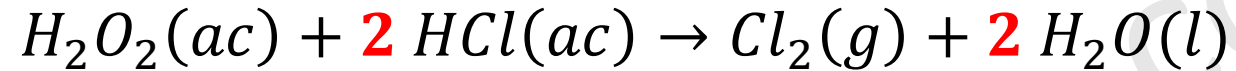
**c1)** Calcule la cantidad, en moles, de peróxido de hidrógeno que hay que añadir a 2 litros de una disolución de ácido clorhídrico que se encuentra a  $\text{pH} = 1,0$  para que, tras completarse la reacción, alcance el valor de  $\text{pH} = 2,0$ . Considere que el volumen de la disolución no varía durante el proceso. **(1 punto)**

**c2)** Justifique que la reacción química del apartado **a)** tiene lugar de modo espontáneo en condiciones estándar, y deduzca si una reacción análoga tiene lugar o no cuando se sustituye el ácido clorhídrico por ácido fluorhídrico,  $\text{HF}(\text{ac})$ . **(1 punto)**

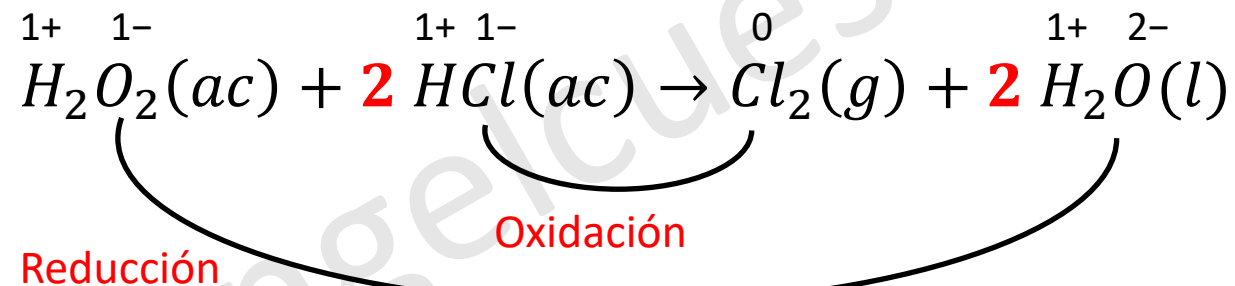
**Datos:** potencial estándar de reducción,  $E^\circ$  (V):  $(\text{Cl}_2(\text{g}) | \text{Cl}^-(\text{ac})) = 1,36$ ;  $(\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) | \text{H}_2\text{O}(\text{l})) = 1,76$ ;  $(\text{F}_2(\text{g}) | \text{F}^-(\text{ac})) = 3,05$ .

**Solución:** Escribo la ecuación química sin ajustar.  $H_2O_2(ac) + HCl(ac) \rightarrow Cl_2(g) + H_2O(l)$

Puesto que no nos indican explícitamente ningún método y la pregunta vale muy poco, deduzco que no hay problema en ajustar **por tanteo** la ecuación química.



Se escriben los números de oxidación de cada elemento.



Puesto que hay cambios en los números de oxidación, es una reacción redox. **El oxígeno del peróxido se reduce de  $-1$  a  $-2$  en  $H_2O$  y el anión cloruro se oxida a cloro.**

**Especie oxidante: peróxido de hidrógeno  $H_2O_2$ .**

**Especie reductora: anión cloruro (que proviene del HCl)**

**NOTA:** El papel del ácido es proporcionar  $H^+$ ; el reductor no es “el HCl”, sino el par  $Cl^-$  es el que actúa como reductor y se oxida a  $Cl_2$ .

**c1)** Calcule la cantidad, en moles, de peróxido de hidrógeno que hay que añadir a 2 litros de una disolución de ácido clorhídrico que se encuentra a  $pH = 1,0$  para que, tras completarse la reacción, alcance el valor de  $pH = 2,0$ . Considere que el volumen de la disolución no varía durante el proceso. **(1 punto)**

**Solución:** Se calcula la cantidad de iones oxonio en las condiciones iniciales y finales a partir del  $pH$ . Como el  $HCl$  es un ácido fuerte, la concentración de iones oxonio, coincide con la concentración de  $HCl$ .

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log[HCl] \longrightarrow [H_3O^+] = [HCl] = 10^{-pH}$$

$$pH = 1 \longrightarrow [H_3O^+] = [HCl] = 10^{-1} = 0,1 \text{ mol/L} \quad pH = 2 \longrightarrow [H_3O^+] = [HCl] = 10^{-2} = 0,01 \text{ mol/L}$$

Se calculan los moles iniciales y finales de  $HCl$ .

$$n_{HCl}(inicial) = M(pH = 1) \cdot V = 0,1 \cdot 2 = 0,2 \text{ mol } HCl \quad n_{HCl}(final) = M(pH = 2) \cdot V = 0,01 \cdot 2 = 0,02 \text{ mol } HCl$$

Se calcula la cantidad de  $HCl$  que ha reaccionado.

$$n_{HCl}(reacciona) = n_{HCl}(inicial) - n_{HCl}(final) = 0,2 - 0,02 = 0,18 \text{ mol de } HCl \text{ reaccionan}$$

Se recuerda cual es la ecuación química ajustada:  $H_2O_2(ac) + 2 HCl(ac) \rightarrow Cl_2(g) + 2 H_2O(l)$

Se calculan los moles de  $H_2O_2$  mediante el factor de conversión correspondiente.

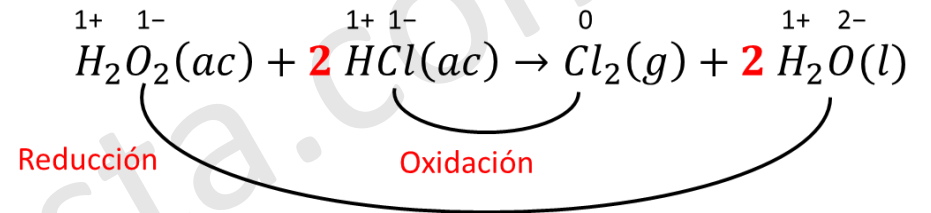
$$0,18 \text{ mol } HCl \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O_2}{2 \text{ mol } HCl} = 0,09 \text{ mol } H_2O_2$$

Hay que añadir **0,09 mol de  $H_2O_2$** .

c2) Justifique que la reacción química del apartado a) tiene lugar de modo espontáneo en condiciones estándar, y deduzca si una reacción análoga tiene lugar o no cuando se sustituye el ácido clorhídrico por ácido fluorhídrico, HF(ac). (1 punto)

Datos: potencial estándar de reducción,  $E^{\circ}$  (V):  $(Cl_2(g)|Cl^{-}(ac)) = 1,36$ ;  $(H_2O_2(ac)|H_2O(l)) = 1,76$ ;  $(F_2(g)|F^{-}(ac)) = 3,05$ .

Solución: La reacción redox tendrá lugar si su potencial es positivo.



Se calcula el potencial de la reacción:

$$E_R^{\circ} = E_{RED}^{\circ}(H_2O_2(ac)|H_2O(l)) - E_{OX}^{\circ}(Cl_2(g)|Cl^{-}(ac))$$

$$E_R^{\circ} = 1,76 - 1,36 = 0,40 V$$

Puesto que el potencial de la reacción es positivo, **el peróxido de hidrógeno reaccionará de forma espontánea con el cloruro de hidrógeno.**

Se calcula el potencial de la reacción en el caso de que se oxide HF:

$$E_R^{\circ} = E_{RED}^{\circ}(H_2O_2(ac)|H_2O(l)) - E_{OX}^{\circ}(F_2(g)|F^{-}(ac))$$

$$E_R^{\circ} = 1,76 - 3,05 = -1,29 V$$

Puesto que el potencial de la reacción es negativo, **el peróxido de hidrógeno NO reaccionará de forma espontánea con el fluoruro de hidrógeno.**