



PAU - MADRID



QUÍMICA

EJERCICIO 1

JULIO 2025

REACCIONES REDOX

SOLUBILIDAD



VÍDEOS ÚTILES PARA REPASAR

En estos vídeos podrás repasar temas interesantes para preparar este examen.

No dejes de revisar mi canal, pues iré añadiendo nuevos.



PAU Junio 2021
Comunidad Valenciana



PAU Julio 2020
Comunidad Valenciana



PAU Julio 2019
Comunidad Valenciana



PAU Junio 2019
Comunidad Valenciana



Repasa mi curso del tema de
**AJUSTE DE REACCIONES
REDOX**

PROBLEMA 1

El cromo es uno de los metales tóxicos más comunes en la Tierra, responsable de la contaminación de aguas superficiales y subterráneas debido a su uso intensivo en diversas industrias. Entre sus aplicaciones destaca la utilización del dicromato de potasio en la producción de productos pirotécnicos, productos para impresión, en baterías eléctricas, como inhibidor de corrosión, en la industria cerámica o en la obtención de pigmentos.

Una planta industrial que utiliza mineral cromita para la obtención del dicromato descarga aguas residuales que podrían generar contaminación por Cr^{6+} en un río cercano. El Cr^{6+} es un contaminante peligroso, ya que es mutagénico, carcinogénico y tóxico, y se propaga fácilmente a través de los sistemas acuáticos superficiales y las aguas subterráneas, debido a su alta solubilidad en agua. Para mitigar el daño ambiental, se propone hacer reaccionar el dicromato de potasio con ácido etanodioico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) dando lugar a Cr^{3+} y dióxido de carbono.

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones

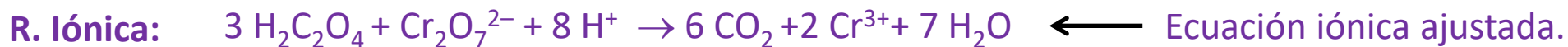
a) Formule y ajuste por el método del ion electrón las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción iónica que tienen lugar. Indique las especies oxidante y reductora.

PROBLEMA 1

a) Formule y ajuste por el método del ion electrón las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción iónica que tienen lugar. Indique las especies oxidante y reductora.

A partir del enunciado “Para mitigar el daño ambiental, se propone hacer reaccionar el dicromato de potasio con ácido etanodioico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) dando lugar a Cr^{3+} y dióxido de carbono.” se deduce que el ion cromo(VI) se reduce a ion cromo(III). Por lo que la especie oxidante es el dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$). También se puede decir que la especie oxidante es el dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

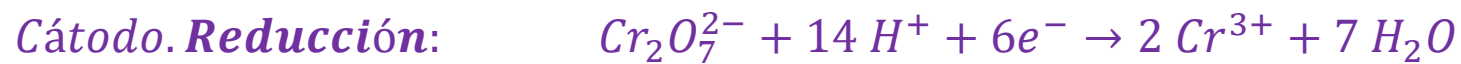
Como el dicromato se reduce, el ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), debe oxidarse. Por ello, el ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) es la especie reductora. También se puede decir que la especie reductora es el oxalato ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$).



PROBLEMA 1

b) Justifique qué par o pares redox de la Tabla pueden producir también la eliminación de Cr^{6+} en medio ácido de manera espontánea. Calcule el potencial del/los sistema/s redox que proponga.

El par redox debe tener un potencial de reducción menor que el de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ para que el potencial del sistema sea positivo y, por lo tanto, el proceso sea espontáneo. **Esto solo lo cumple el par $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, con $E^\circ = 0,77 \text{ V}$.** Se demuestra calculando el potencial de la reacción.



La diferencia de potencial entre los electrodos de una pila hipotética es:

$$E_{\text{Pila}}^0 = E_{\text{Cátodo}}^0 - E_{\text{Ánodo}}^0 = E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}|\text{Cr}^{3+}) - E^0(\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}) = 1,33 - 0,77 = 0,56 \text{ V} > 0$$

Tabla. Potenciales de reducción a 25 °C.

Par redox	$E^\circ(\text{V})$
F_2/F^-	2,87
$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	1,51
$\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$	1,46
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$	1,33
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	0,77

PROBLEMA 1

c) El Cr^{3+} y otros cationes metálicos se pueden recuperar de los vertidos del proceso industrial mediante precipitación y decantación en medio básico, por ejemplo, como hidróxido de cromo(III). Sabiendo que a 25 °C la solubilidad de dicho hidróxido es $0,0013 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$:

i) Formule el equilibrio de solubilidad del hidróxido de cromo(III) en agua, indicando el estado de agregación de cada especie.

ii) Determine su producto de solubilidad.

Datos. Masas atómicas (u): H = 1; O = 16; Cr = 52.



$$K_S = [\text{Cr}^{3+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^3$$

Se calcula la masa molar relativa del hidróxido de cromo(III).

$$MM(\text{Cr}(\text{OH})_3) = MM(\text{Cr}) + 3 \cdot MM(\text{H}) + 3 \cdot MM(\text{O}) = 52 + 3 \cdot 1 + 3 \cdot 16 = 103 \text{ g/mol}$$

Se calcula la concentración de iones Cr^{3+} en mol/L.

$$0,0013 \frac{\text{mg Cr}(\text{OH})_3}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ g Cr}(\text{OH})_3}{10^3 \text{ mg Cr}(\text{OH})_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}(\text{OH})_3}{103 \text{ g Cr}(\text{OH})_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}^{3+}}{1 \text{ mol Cr}(\text{OH})_3} = 1,26 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

PROBLEMA 1

ii) Determine su producto de solubilidad.



	$\text{Cr(OH)}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{ac})$			$K_S = [\text{Cr}^{3+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^3$
Concentración inicial	— —	— —	— —	
Concentración que reacciona	— —	s	$3s$	$K_S = s \cdot (3s)^3$
Concentración en equilibrio	— —	s	$3s$	$K_S = 27s^4$

Se sustituye el valor de s calculador anteriormente: $s = 1,26 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

$$K_S = 27s^4 = 27 \cdot (1,26 \cdot 10^{-8})^4 = 6,81 \cdot 10^{-31}$$

El valor del producto de solubilidad es: $K_S = 6,81 \cdot 10^{-31}$

Para hacer el ejercicio se desprecia la contribución de los iones OH^{-} procedentes de la autoionización del agua. Esto no es correcto, porque en este caso la **concentración de OH^{-} generada por la disolución del Cr(OH)_3 es del mismo orden de magnitud que la aportada por el agua pura.**