



C3. A partir de quin pH una disolució molar d'ió nitrat deixa de ser oxidant?

$$E^{\circ}(\text{NO}_3^-/\text{NO})=0,96\text{V}$$

*A partir de qué pH de una disolución molar de ión nitrato deja de ser oxidante?*

$$E^{\circ}(\text{NO}_3^-/\text{NO})=0,96\text{V}$$

La disolución es oxidante porque el ión nitrato tiene una tendencia a reducirse con potencial mayor que cero, por lo que  $\Delta G = -nFE$  es negativa y es espontáneo.

Para que no sea oxidante,  $\Delta G > 0$ , por lo que  $E < 0$ , de modo que busquemos en qué momento el potencial es 0 usando la ecuación de Nernst

Reacción de reducción en medio ácido:  $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^-$

$$E = E^{\circ} - \frac{0,05916}{n} \log\left(\frac{P_{\text{NO}}}{[\text{H}^+]^4[\text{NO}_3^-]}\right)$$

*El valor 0,05916 no es dato. Sobre cómo recordarlo ver Cataluña 1994-B5*

Como se indica "molar" asumimos 1 M en ión nitrato y que la presión de NO es 1 atm

$$0 = -0,96 + \frac{0,05916}{3} \cdot 4 \cdot \log([\text{H}^+]) \Rightarrow \text{pH} = \frac{-0,96 \cdot 3}{4 \cdot 0,05916} = 12,2$$

Validación: si queremos reducir la tendencia del ión nitrato a reducirse tenemos que desplazar la reacción de reducción hacia la izquierda, y en medio básico ( $\text{pH} > 7$ ) se desplaza hacia la izquierda ya que neutralizamos  $\text{H}^+$