

63.01 / 83.01 Química

Departamento de Química



.UBAfiuba 
FACULTAD DE INGENIERÍA

Ejercicio 22

Guía de Problemas

G6A. Celdas galvánicas - Pilas



G6A.22

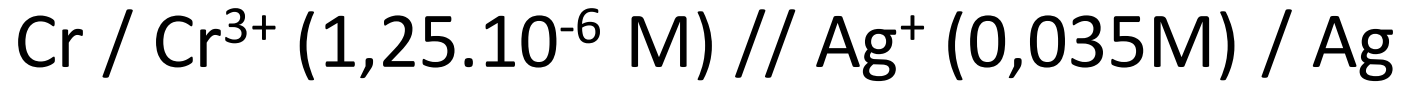
La siguiente pila: $\text{Cr} / \text{Cr}^{3+} (1,25 \cdot 10^{-6} \text{ M}) // \text{Ag}^+ (0,035 \text{ M}) / \text{Ag}$ produce una fem de 1,57 volts a 25°C .

Sabiendo que $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; y las masas molares son (g/mol): Ag: 107,87; Cr: 52.

- a) Identifique las reacciones anódicas y catódicas y escriba la ecuación de la reacción total.
- b) Calcule el potencial estándar de reducción (E°) del electrodo Cr^{3+}/Cr .
- c) Realice un esquema de la pila indicando todos los elementos que la constituyen, polaridad de los electrodos (ánodo y cátodo), migración de iones y movimiento de electrones.
- d) Calcule el aumento de masa del cátodo de la pila cuando el ánodo disminuye su masa en 100 mg.



- a) Identifique las reacciones anódicas y catódicas y escriba la ecuación de la reacción total.

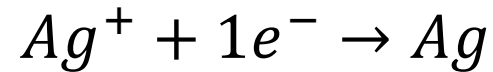
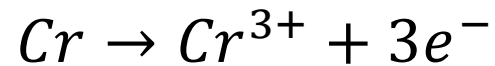


ÁNODO
OXIDACIÓN

REACCIÓN
ANÓDICA

REACCIÓN
CATÓDICA

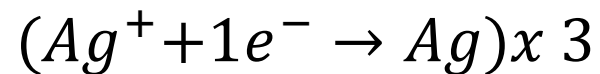
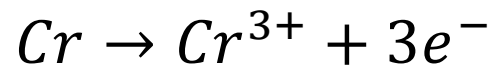
CÁTODO
REDUCCIÓN



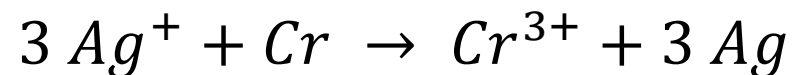
Balance de cargas:

REACCIÓN
ANÓDICA

REACCIÓN
CATÓDICA



Reacción total:



fem: 1,57 volts (a 25°C)

$E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$

$[\text{Cr}^{3+}] = 1,25 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

$[\text{Ag}^+] = 0,035 \text{ M}$

Masas molares:

Ag: 107,87; Cr: 52.



b) Calcule el potencial estándar de reducción (E°) del electrodo Cr^{3+}/Cr .

fem: 1,57 volts (a 25°C) → SON CONDICIONES STANDARD ?



CONCENTRACIONES \neq 1 M

Conc: 1 M
T: 25°C
p: 1 atm

$$fem = E_{red\text{Ag}^+/\text{Ag}} - E_{red\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}$$

Ecuación de Nernst:

$$E_{red} = E^\circ_{red} - \frac{nF}{RT} \cdot \ln Q$$

A 25° C:

$$E_{red} = E^\circ_{red} - \frac{0,059}{n} \cdot \log Q$$

fem: 1,57 volts (a 25°C)

$E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$

$[\text{Cr}^{3+}] = 1,25 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

$[\text{Ag}^+] = 0,035 \text{ M}$

Masas molares:

Ag: 107,87; Cr: 52.





G6A.22

$$fem = E^{\circ red}_{Ag^+/Ag} - \frac{0,059}{n} * \log \frac{1}{[Ag^+]} - E^{\circ red}_{Cr^{3+}/Cr} - \frac{0,059}{n} * \log \frac{1}{[Cr^{3+}]}$$

Reemplazando:

$$1,57 = 0,80 \text{ v} - \frac{0,059}{1} * \log \frac{1}{0,035M} - (E^{\circ red}_{Cr^{3+}/Cr} - \frac{0,059}{3} * \log \frac{1}{1,25 \cdot 10^{-6}M})$$

$$1,57 = 0,80 \text{ v} - 0,0859 - (E^{\circ red}_{Cr^{3+}/Cr} - 0,116)$$

$$E^{\circ red}_{Cr^{3+}/Cr} = -0,74 \text{ v}$$

fem: 1,57 volts (a 25°C)

$E^{\circ}(Ag^+/Ag) = 0,80 \text{ V}$

$[Cr^{3+}] = 1,25 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

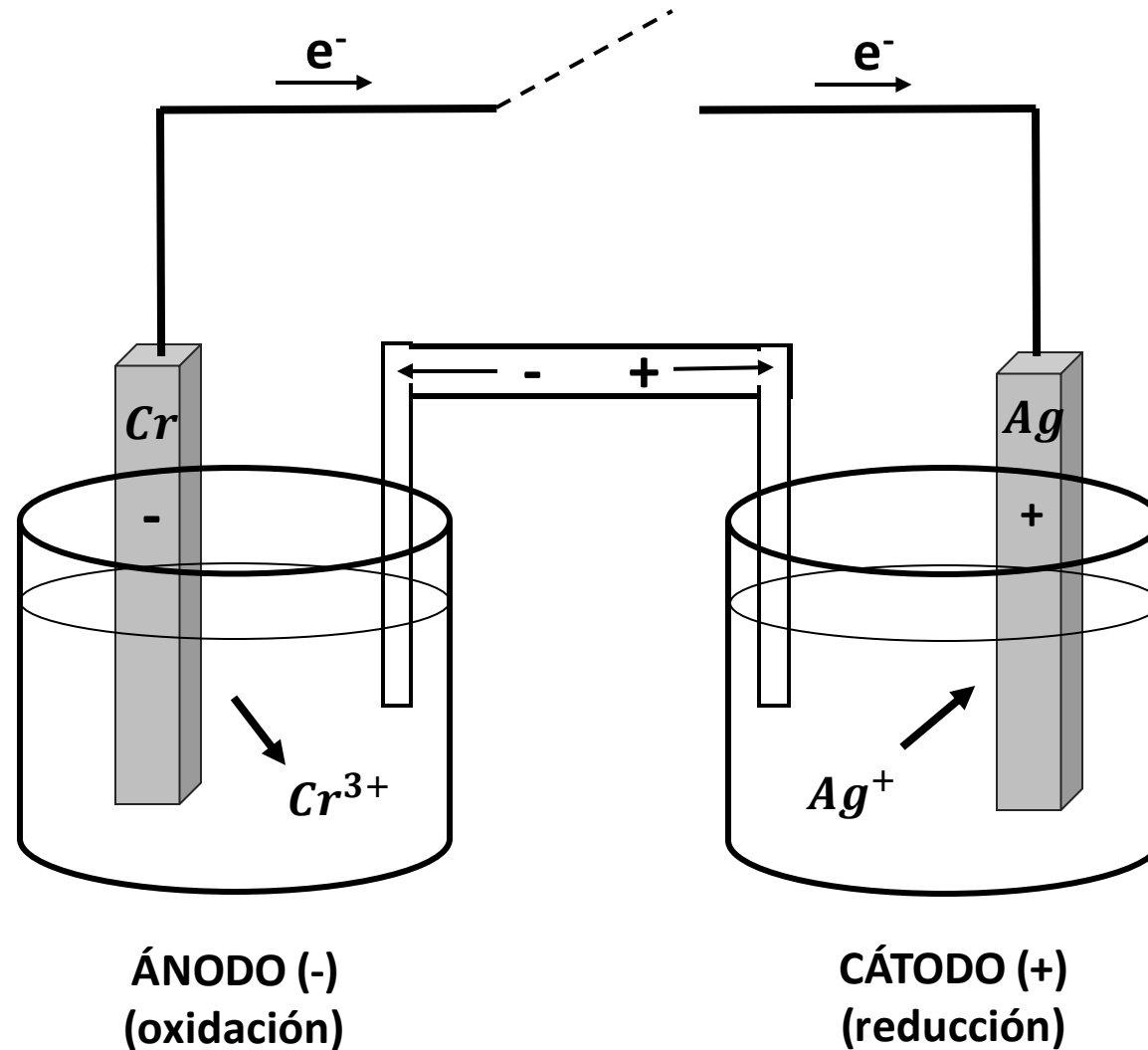
$[Ag^+] = 0,035M$

Masas molares:

Ag: 107,87; Cr: 52.

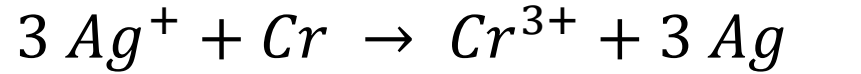


c) Realice un esquema de la pila indicando todos los elementos que la constituyen, polaridad de los electrodos (ánodo y cátodo), migración de iones y movimiento de electrones.



- d) Calcule el aumento de masa del cátodo de la pila cuando el ánodo disminuye su masa en 100 mg.

Reacción total:



1 mol Cr

3 moles Ag



100 mg Cr



$1,92 \cdot 10^{-3}$ moles Cr \rightarrow $5,77 \cdot 10^{-3}$ moles Ag



0,6223 g Ag es el aumento de masa en el cátodo

fem: 1,57 volts (a 25°C)

$E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$

$[\text{Cr}^{3+}] = 1,25 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

$[\text{Ag}^+] = 0,035 \text{ M}$

Masas molares:

Ag: 107,87; Cr: 52.

