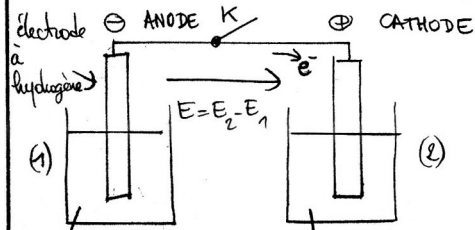
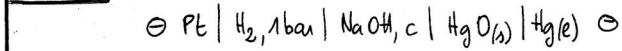


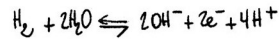
Ex.SAS.10



à hydrogène
 NaOH, c
 ↳ [OH⁻] = c
 solution dont l'énoncé ne dit pas si elle est acide ou basique → considérons la alors acide

Si K est fermé : la pile débrite.

oxydation à l'anode : couple OH⁻/H₂ en fait H⁺/H₂

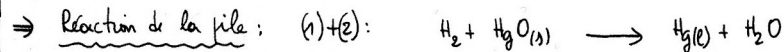


soit

E₁ = E₁⁰ + $\frac{0,06}{2} \log \frac{[H^+]^2}{P(H_2)}$ (1) H₂ ⇌ 2H⁺ + 2e⁻

réduction à la cathode : couple HgO(s)/Hg(l)

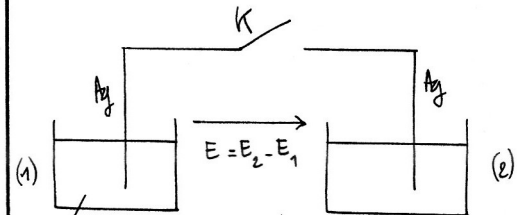
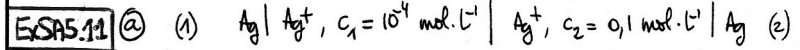
E₂ = E₂⁰ + $\frac{0,06}{2} \log \frac{[H^+]^2}{1}$ (2) HgO(s) + 2e⁻ + 2H⁺ ⇌ Hg(l) + H₂O



La fém est E = E₂ - E₁ = E₂⁰ + 0,03 log P(H₂) = E₂⁰

la fém | E = E₂⁰ est indépendante du pH donc de la concentration en [OH⁻], c

Ex.SAS.11



Ag⁺, c₁ = 10⁻⁴ mol.l⁻¹
 couple Ag⁺/Ag
 Ag⁺ + e⁻ ⇌ Ag

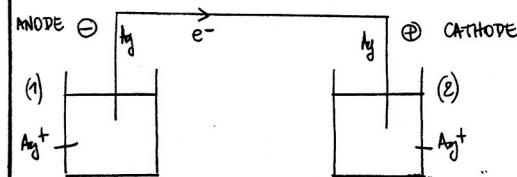
E₁ = E⁰ + $\frac{0,06}{1} \log [Ag^+]$ | E₂ = E⁰ + $\frac{0,06}{1} \log [Ag^+]$

E₁ = E⁰ + 0,06 log c₁ | E₂ = E⁰ + 0,06 log c₂

E₁ = E⁰ - 0,24 < E₂ = E⁰ - 0,06 ⇒ d'où

(b) E = E₂ - E₁ = 0,06 log $\frac{c_2}{c_1}$ = -0,06 + 0,24 → E = 0,18 V

(c) La Pile débrite : (K fermée)



[Ag⁺]₀ = c₁ à l'anode il y a oxydation Ag → Ag⁺ + e⁻
 [Ag⁺]₀ = c₂ à la cathode il y a réduction Ag⁺ + e⁻ → Ag

donc [Ag⁺] ↑ dans (1) donc [Ag⁺] ↓ dans (2)
 E₁ = E⁰ + 0,06 log [Ag⁺]₍₁₎ | E₂ = E⁰ + 0,06 log [Ag⁺]₍₂₎

donc la pile cesse de débriter : E = 0 = E₂ - E₁ ⇒ E₁ = E₂ ⇒ E⁰ + 0,06 log [Ag⁺]₍₁₎ = E⁰ + 0,06 log [Ag⁺]₍₂₎

soit [Ag⁺]₍₁₎ = [Ag⁺]₍₂₎ soit : c₁ + x = c₂ - x
 d'où x = $\frac{c_2 - c_1}{2} = \frac{10^{-1} - 10^{-4}}{2} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

Finalment, la pile cesse de débriter dès lors que [Ag⁺]₍₁₎ = [Ag⁺]₍₂₎ = 5 · 10⁻² mol.l⁻¹

E = E ₂ - E ₁ > 0
(1) est l'anode : pile ⊖
(2) est la cathode : pile ⊕

E = 0,18 V