

1. Domaines :

(A) : Pb(s) (B) : Pb²⁺(aq) (C) : PbO(s) (D) : HPbO₂⁻(aq) (E) : Pb₃O₄(s)

(F) : PbO₂(s) (G) : PbO₃²⁻(aq)

2. Immunité : (A) Corrosion : (B), (D), (G) Passivation : (C), (E), (F)

3. Frontière PbO₂(s)/Pb²⁺ : PbO₂(s) + 4 H⁺ + 2 e⁻ = Pb²⁺ + 2 H₂O

D'après la relation de Nernst, pente : -0,12 V/pH

4. Début de précipitation de PbO(s) : $Q_{r1} \geq K_{s1} \rightarrow [Pb^{2+}][OH^{-}]^2 \geq K_{s1} \rightarrow pH_1 \geq 8,75$

Fin de précipitation de PbO(s) : $Q_{r2} \leq K_{s2} \rightarrow [HPbO_2^{-}][H_3O^{+}] \leq K_{s2} \rightarrow pH_2 = 11,0$

5. A pH = 7 : domaines de Pb(s) et O₂ **disjoints** : réaction favorable, forme PbO₂(s)

Bilan : Pb(s) + O₂(aq) = PbO₂(s)

6. Solution électrolytique pour permettre la conduction électrique par voie ionique au sein de l'accumulateur. Le caractère fortement acide permet que Pb²⁺(aq) soit la forme stable du plomb(II).

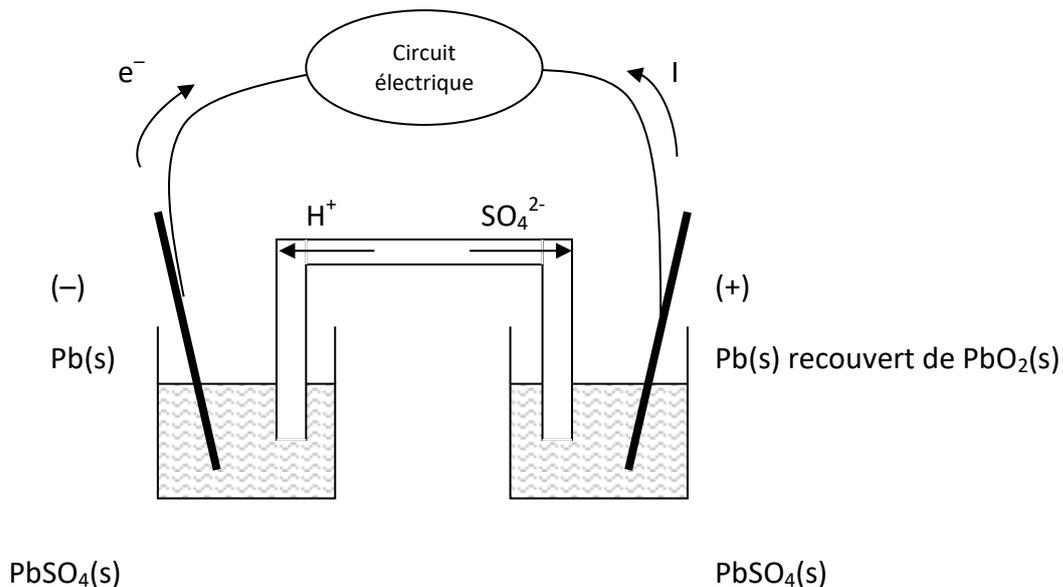
7. La solubilité de PbSO₄(s) est **plus grande** dans l'eau que dans une solution d'acide sulfurique concentrée (effet d'ion commun) car cette solution contient déjà des ions sulfate SO₄²⁻.

8. En première approximation, les potentiels d'électrode sont supposés proches des potentiels standard des couples PbO₂/PbSO₄ et PbSO₄/Pb (données incomplètes pour calculer les potentiels) :
E(PbO₂/PbSO₄) > E(PbSO₄/Pb)

→ *Pôle (+)* = cathode = PbO₂/PbSO₄ et *Pôle (-)* = anode = PbSO₄/Pb

Réaction de fonctionnement : PbO₂(s) + Pb(s) + 2 H₂SO₄ = 2 PbSO₄(s) + 2 H₂O

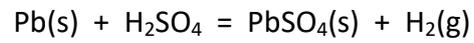
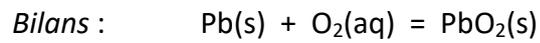
9. Circulation des charges :



10. F.e.m standard : $e^\circ = E^\circ(\text{PbO}_2/\text{PbSO}_4) - E^\circ(\text{PbSO}_4/\text{Pb}) = \underline{2,05 \text{ V}}$

Une batterie de voiture est une association série de plusieurs accumulateurs.

11. En milieu acide, le plomb est attaqué à $\text{pH} = 0$, aussi bien par l'eau (couple H^+/H_2) que par le dioxygène (couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$).



Risque d'augmentation de pression dans le compartiment anodique (2^e réaction)