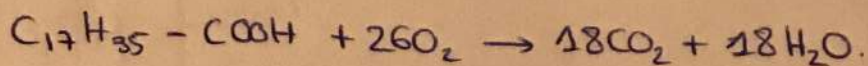


# TP.15. CONVERSIONS D'ÉNERGIE CHIMIQUE

→ Énergie de combustion de la paraffine

Combustion de l'acide stéarique:



Boîte d'aluminium:  $C'_{AL} = 0,90 \text{ J.g}^{-1} \cdot K^{-1}$

$T_i$

Eau:  $C = 4,18 \text{ J.g}^{-1} \cdot K^{-1}$

$(T_f)$

$$Q = \Delta H = m_{\text{eau}} C_{\text{eau}} (T_f - T_i) + m_{\text{cassette}} C'_{AL} (T_f - T_i)$$

cette chaleur correspond à  $M_b$  grammes de bougie.

$$\Delta H = \Delta_r H^\circ \cdot \frac{M_b}{M_{\text{molaire}}} \quad \text{ou } \Delta H = Q \quad \text{à } p = \text{cte}$$

$$\Delta_r H^\circ = \frac{Q}{\frac{M_b}{M_{\text{molaire}}}} = \frac{Q \cdot M_{\text{molaire}}}{M_b} = 284,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H^\circ = \frac{Q \cdot 284,5 \text{ g.mol}^{-1}}{M_b (\text{en g})}$$

Comparer avec  $\Delta_r H^\circ = - 11292 \text{ kJ.mol}^{-1}$

On va obtenir  $|\Delta_r H^\circ| < |\Delta_r H^\circ_{\text{table}}|$

→ chaleur en eau d'un Dewar

$T_{\text{chaud}}$   $M_c$

$T_{\text{froid}}$   $M_f$

$T_{\text{équilibre}}$

$$\Delta H = 0 \rightarrow 0 = (M_c + \mu) \cdot C (T_e - T_c) + M_f C (T_e - T_f)$$

$$(M_c + \mu) (T_e - T_c) = M_f (T_f - T_e)$$

$$\rightarrow \mu = \frac{M_f (T_f - T_e)}{(T_e - T_c)} - M_c$$

$$\mu = M_f \frac{T_f - T_c}{T_c - T_f} - m_c$$

• chaleur d'une réaction rédox:  $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

- Calcul de  $\Delta_r H^\circ$ .

$$\rho_{\text{solutions}} = 1 \text{ kg/L} = 1 \text{ g.cm}^{-3}$$

$$C_{\text{Zn}} = 0,38 \text{ J.K}^{-1}.\text{g}^{-1}$$

$$C_{\text{Cu}} = 0,4 \text{ J.K}^{-1}.\text{g}^{-1}$$

$$\mu = 8 \text{ g d'eau}$$

$$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow m = \rho \cdot V$$

$$Q = (V_{\text{Cu}} \cdot \rho \cdot C_{\text{Cu}} + M_{\text{Zn}} \cdot C_{\text{Zn}} + \mu \times (4,18)) \cdot (T_f - T_0)$$

$$C_{\text{Cu}} = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{Cu}} = 50 \text{ mL}$$

$$C_{\text{Cu}} = \frac{n_{\text{Cu}}}{V_{\text{Cu}}} \rightarrow n_{\text{Cu}} = 0,2 \times 10^{-3} \times 50 = 10^{-2} = 0,02 \text{ mole d'ions Cu}^{2+}$$

Q est calculé par 0,02 mole d'ions  $\text{Cu}^{2+}$ .

~~si on veut calculer Q pour 1 mole  $\rightarrow$~~

$$\Delta_r H^\circ \times \varphi = \Delta H = Q \quad \text{où } \varphi = 0,02 \text{ mol}$$

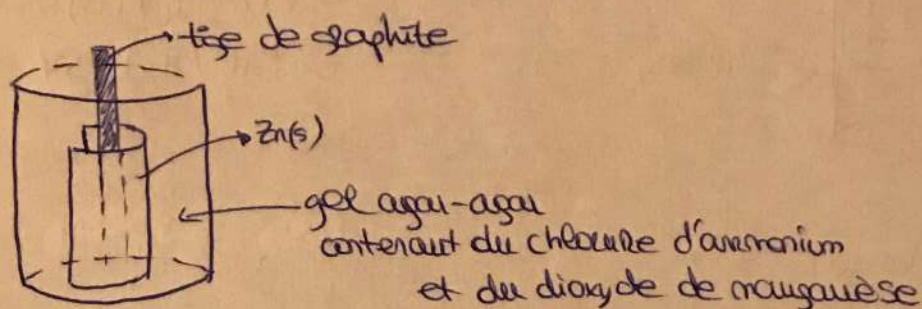
$$\Delta_r H^\circ = \frac{Q}{\varphi} = \frac{Q}{10^{-2}} = Q \times 10^2 \text{ J/mol}$$

- Fem de la pile

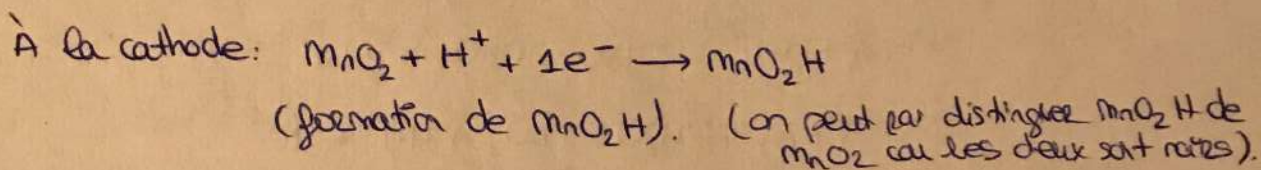
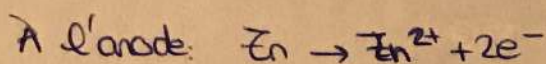
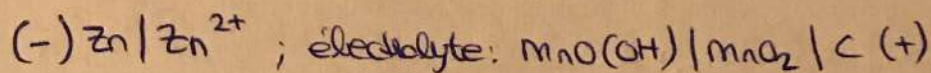


## → Fabrication d'une pile Leclanché

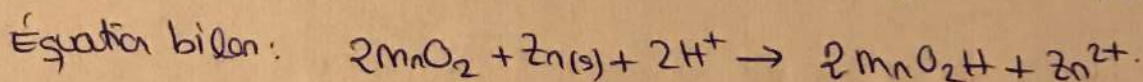
100 mL d'eau agar



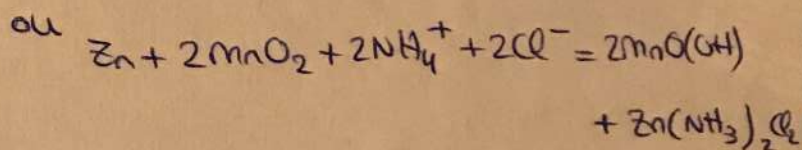
mesurer voltimètre  $\Delta V$  entre Zn(s) et graphite.



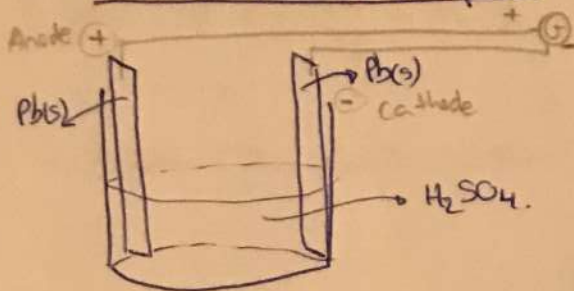
Comme il n'y a pas de métal dans le couple  $\text{MnO}_2\text{H} / \text{MnO}_2$ , il faut ajouter un contact électrique: c'est la baguette de graphite.



$\Delta V \sim 1,5 \text{ V}$ .



## → L'accumulateur au plomb



Il est mort

$$E^\circ(\text{PbO}_2 / \text{PbSO}_4) = 1,69 \text{ V}$$

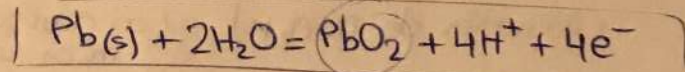
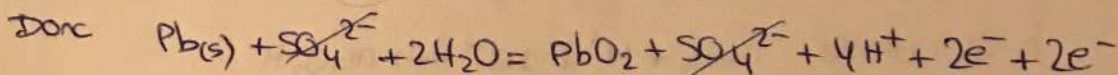
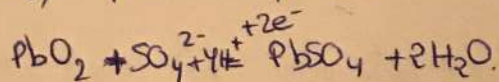
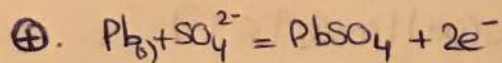
$$E^\circ(\text{PbSO}_4 / \text{Pb}) = -0,36 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{H}^+ / \text{H}_2) = 0 \text{ V}$$

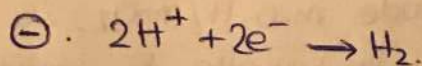
### - Première charge:

⊖ Cathode, réduction.

⊕ Anode, oxydation.

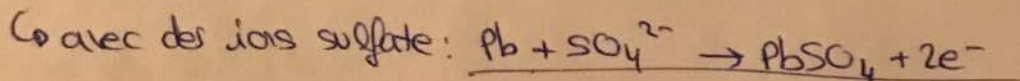


↳ beaucoup mieux.



Note ? et le temps.

### - Décharge:



(Cathode, réduction)

