

1.1. Il s'agit du phénomène de corrosion.

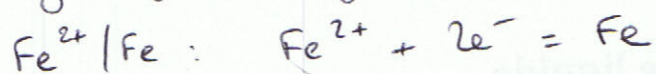
1.2. La rouille est issue de la corrosion (oxydation par le dioxygène de l'air ou de l'eau) du fer.

1.3. L'acier est donc composé majoritairement de fer.

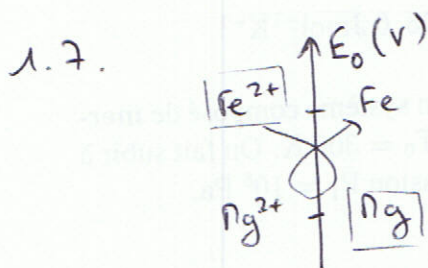
1.4. Anode : électrode siège de l'oxydation.

Oxydant : espèce chimique capable de capter des électrons.

Conductivité électrique : capacité d'une solution ou d'un matériau à faire circuler les charges électriques, donc le courant.



1.6. Oxydation = perte d'électrons, donc $\text{Mg} = \text{Mg}^{2+} + 2e^-$
puisque l'anode est en magnésium (texte)



D'après la règle du "gamma", c'est bien le magnésium qui s'oxyde en Mg^{2+} .
Les valeurs des potentiels sont donc bien cohérentes.

1.8. $m_i = \rho V_i = \rho \times \pi \left(\frac{d}{2}\right)^2 \times L = 1738 \cdot 10^3 \cdot 10^3 \times \pi \times \left(\frac{33 \cdot 10^{-3}}{2}\right)^2 \times 200 \cdot 10^{-3}$

$= 297 \text{ g}$

$m_f = \rho V_f = \rho \times \pi \left(\frac{d'}{2}\right)^2 \times L = 1738 \cdot 10^3 \times \pi \times \left(\frac{23 \cdot 10^{-3}}{2}\right)^2 \times 200 \cdot 10^{-3}$

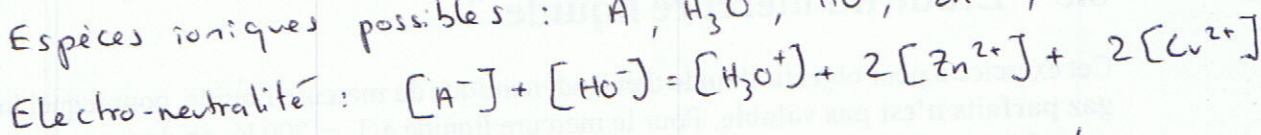
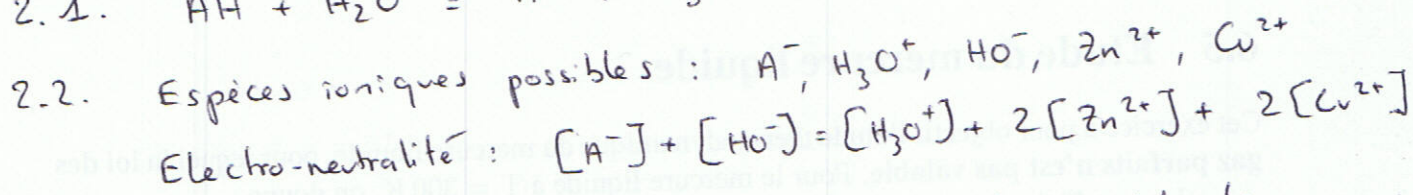
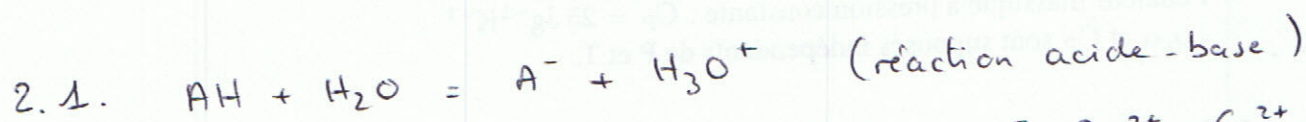
$= 144 \text{ g}$

$$1.9. \quad \Delta m = m_f - m_i \\ = \underline{153 \text{ g}}$$

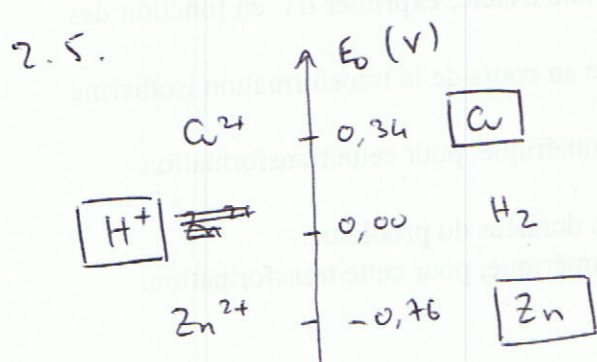
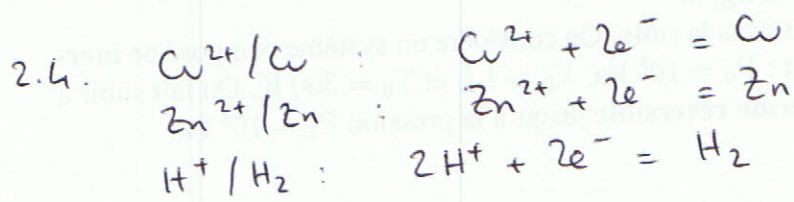
$$1.10. \quad \text{D'après l'équation} \quad n(e^-) = 2n(n_g) = 2 \frac{\Delta m}{n(n_g)} \\ = \frac{2 \times 153}{24} \\ = \underline{12,75 \text{ mol}}$$

$$1.11. \quad Q = n(e^-) \times \mathcal{F} \\ = 12,75 \times 96485 \\ = \underline{1,23 \cdot 10^6 \text{ C}}$$

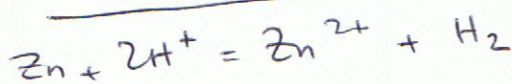
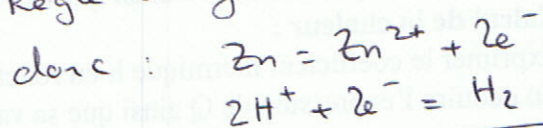
$$1.12. \quad I = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{2,17 \cdot 10^6}{3600 \times 24 \times 365,25} = \underline{\underline{0,0390 \text{ A}}} = \underline{\underline{39 \text{ mA}}}$$



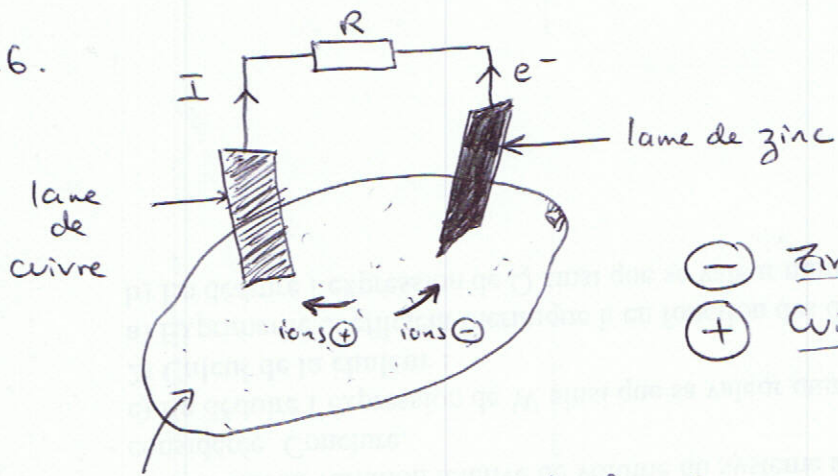
2.3. Zn est l'espèce la plus réductrice, car elle possède le potentiel électrochimique le plus bas.



Espèces présentes : Cu, H⁺, Zn
Règle du "gamma" : Zn et H⁺ réagissent



2.6.



(-) Zinc : ANODE (oxydation)
 (+) Cuivre : CATHODE (reduction)

Ceci est un citron (enfin, à peu près)

$$\begin{aligned}
 2.7. \quad E (\text{f.e.m.}) &= E_0 (\text{cathode}) - E_0 (\text{anode}) \\
 &= 0 - 0,76 \\
 &= \underline{0,76 \text{ V}}
 \end{aligned}$$

$$2.8. \quad E = RI \quad (\Rightarrow) \quad I = \frac{E}{R} = \frac{0,76}{10} = \underline{0,076 \text{ A}} = \underline{76 \text{ mA}}$$

$$2.9. \quad P = UI = EI = RI^2 = 0,0578 = \underline{5,78 \cdot 10^{-2} \text{ W}}$$

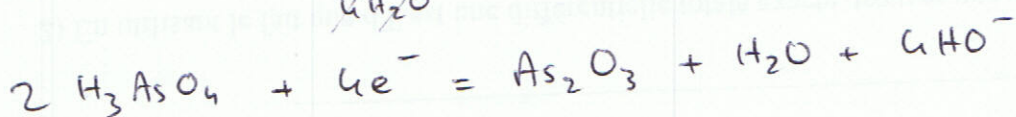
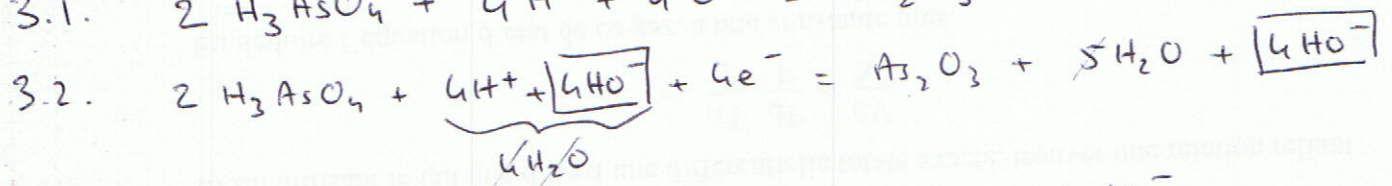
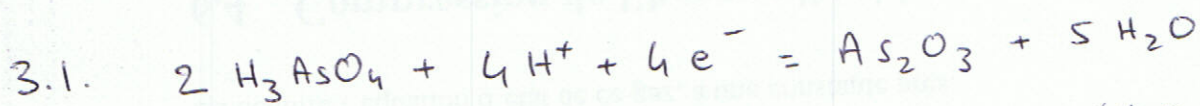
$$2.10. \quad \bar{E} = P \times \Delta t = 5,78 \cdot 10^{-2} \cdot 3600 = \underline{207,9 \text{ J}}$$

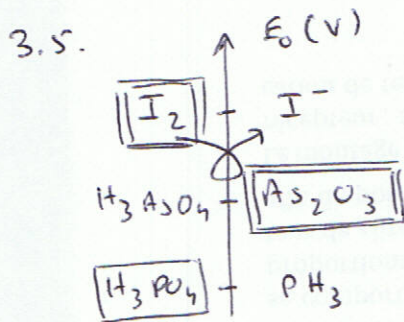
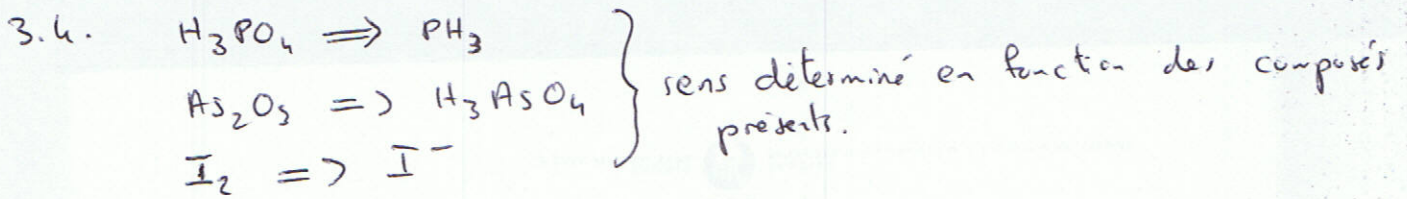
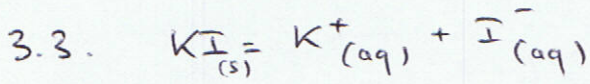
2.11. Cette énergie est perdue sous forme de rayonnement (chaleur, lumière).

$$2.12. \quad [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,8} = \underline{1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}}$$

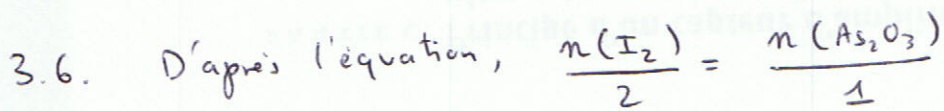
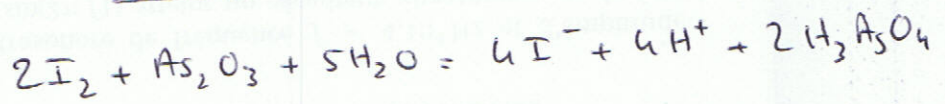
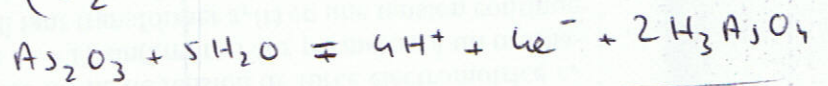
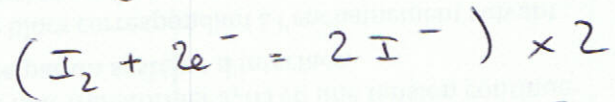
2.13. H^+ est consommé lors de la réaction, sa concentration diminue.

$pH = -\log [H^+]$ donc le pH augmente.





Règle du "gamma": I_2 et As_2O_3 réagissent.



$$\Rightarrow n_0 = \frac{n_2}{2}$$

3.7. L'équivalence est repérée au changement de couleur.
~~Initialement, le mélange est coloré (jaune du diiode + argenté de l'anhydride). Après l'équivalence,~~
 le mélange passe de l'argenté de l'anhydride au jaune du diiode.