

Examen d'électrochimie Licence L3 raffinage et pétrochimie

Date : Lundi 08 janvier 2024 à 08 h30

Responsable du module Mme A.KHENIFI

Exercice 1 (6pt)

Equilibrer les réactions suivantes en écrivant les deux demi équations redox ainsi que la réaction globale en forme moléculaire.

1. $\text{Ag}_3\text{As} + \text{AgNO}_3 \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{HASO}_2$ (milieu acide)
2. $\text{HgS} + \text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{HgCl}_4 + \text{NO} + \text{S}$ (milieu acide)
3. $\text{NiCl}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{OH})_4 + \text{KBr}$ (milieu basique)
4. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{CO} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (milieu basique)

Exercice 2 (08 pt)

Dans le laboratoire, les étudiants construisent une pile électrochimique qui comporte deux sections connectées par un pont salin. Un fil de platine est immergé dans une solution de 100 ml contenant des ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ et Cr^{+3} dans le premier compartiment. Dans le deuxième, une plaque de magnésium est submergée dans 200 ml de solution d'ions Mg^{2+} .

1. Réaliser un dessin précis de la pile, en marquant clairement la cathode, l'anode, la direction du courant électrique et celle des électrons, sachant que ces derniers se déplacent du compartiment avec les ions magnésium vers celui avec le fil de platine.
 2. Écrire les réactions d'oxydoréduction individuelles et la réaction chimique globale, tant sous forme ionique que moléculaire.
 3. Fournir un schéma symbolique de cette pile électrochimique.
 4. Expliquer la fonction du pont salin, constitué de chlorure de potassium, et décrire le déplacement des ions dans la solution. Justifier cette explication.
 5. Déterminer la force électromotrice de la pile au début de l'expérience, en tenant compte des concentrations initiales suivantes : $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 0.1 \text{ M}$, $[\text{Cr}^{+3}] = 0.05 \text{ M}$, $[\text{Mg}^{2+}] = 0.01 \text{ M}$, avec un pH de solution de 0.
 6. Après deux jours de fonctionnement, une perte de masse de 50 mg est observée sur l'anode. Calculer les nouvelles concentrations des espèces en solution.
 7. Évaluer la force électromotrice de la pile après deux jours de fonctionnement.
 8. Déterminer l'intensité du courant produit dans ces conditions.
 9. Estimer la durée de fonctionnement de cette pile basée sur les données et observations fournies..
- **Données :** $M_{\text{Mg}} = 24.305 \text{ g/mol}$, $M_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$, $M_{\text{Cr}} = 51.99 \text{ g/mol}$. $E^\circ (\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{+3}) = 1.33 \text{ v}$, $E^\circ (\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}) = -2.37 \text{ v}$, $F = 96500 \text{ C/mol}$

Exercice 3 (06pt)

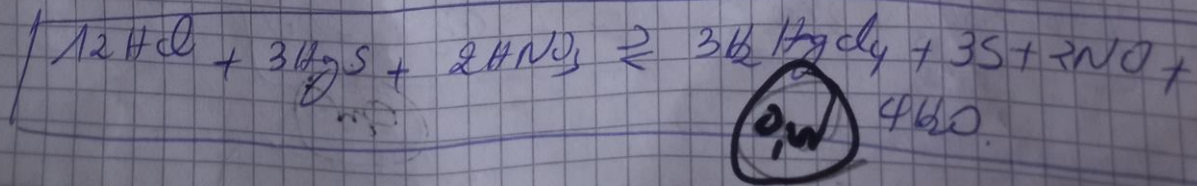
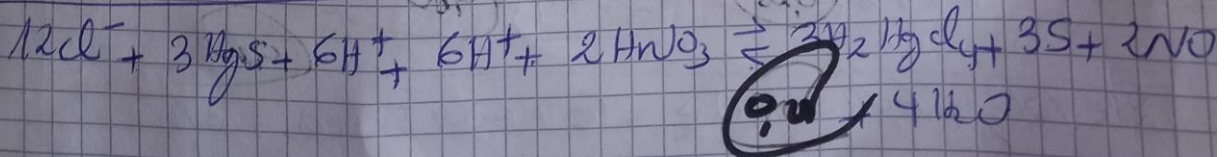
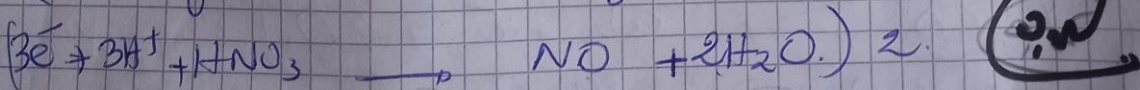
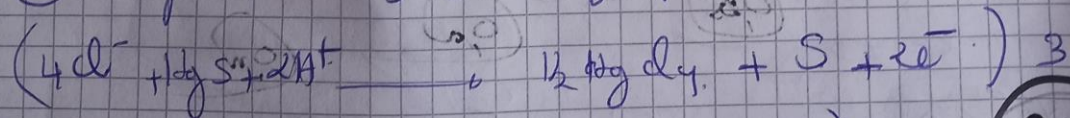
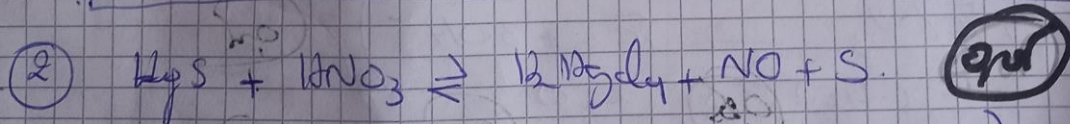
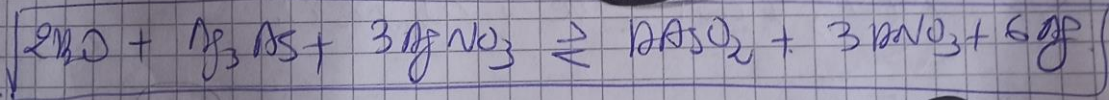
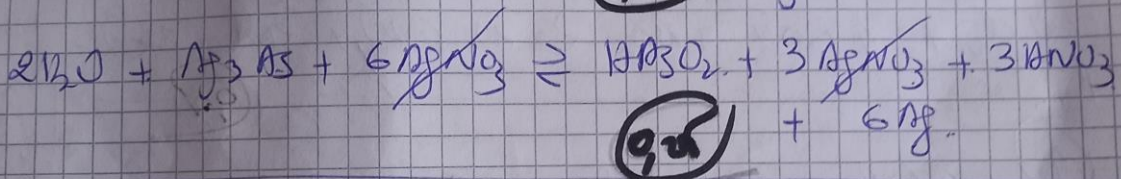
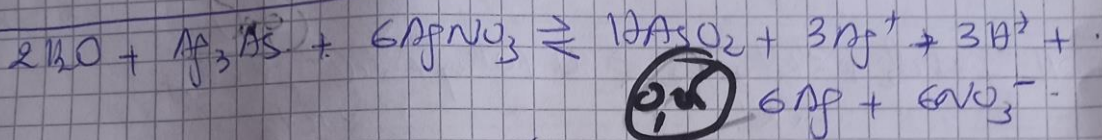
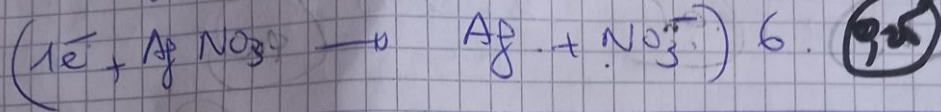
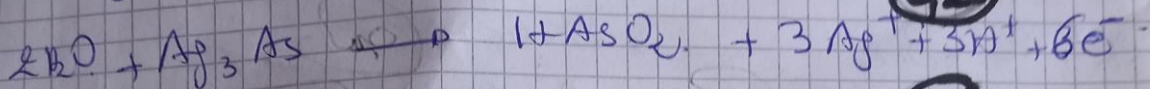
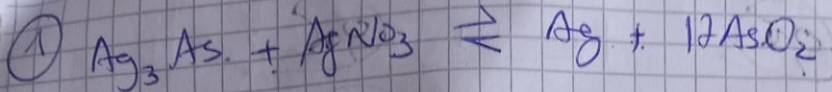
on réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse d'iodure de zinc (Zn^{2+} , 2I^-) en utilisant deux électrodes de graphites. On remarque un dépôt métallique sur une électrode et un dégagement gazeux de diiode (I_2) sur l'autre.

1. Donner le schéma détaillé de l'électrolyseur, en indiquant : la cathode, l'anode, le sens de circulation du courant et des électrons.
2. Ecrire les réactions redox ainsi que la réaction globale.
3. Après 25 minutes d'électrolyse, on enregistre un dépôt métallique de 1.6 gr. Déterminer l'intensité du courant nécessaire pour cette opération.
4. Calculer le volume de diiode dégagée dans les conditions standard de température et de pression

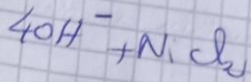
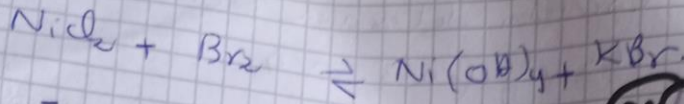
Données : masse molaire de zinc = 65.4 g/mol,

Correction de l'examen d'électrochimie
L3 raff. (2023-2024)

exercice 1: Equilibrer les réactions en milieu acide et basique.

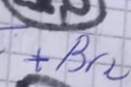


③

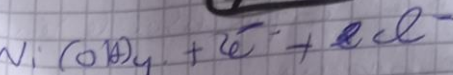


$$x + 2(-1) = 0$$

$$x + 2 = 0$$

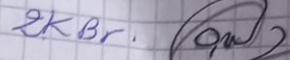


$$2 + 2x = 0$$



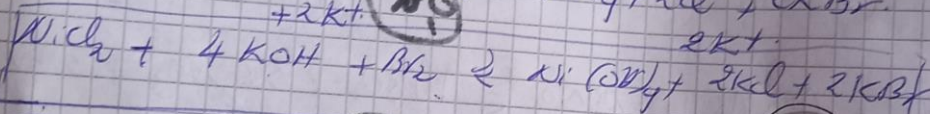
$$x + 4(-1) = 0$$

$$x - 4 = 0$$

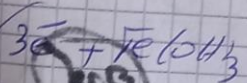


$$2 + 2x = 0$$

$$2x = -2$$

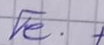


④

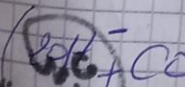


$$x + 3(-2) = 0$$

$$x - 6 = 0$$

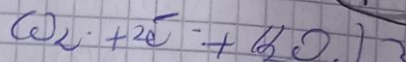


$$x = 0$$



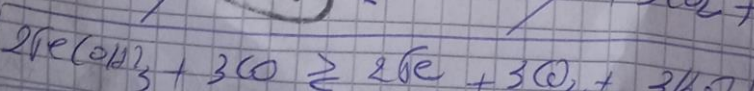
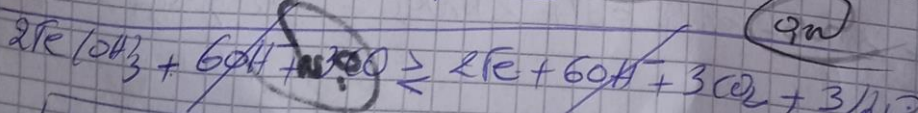
$$x - 2 = 0$$

$$x = +2$$



$$x - 2(2) = 0$$

$$x = +4$$



①

$$\text{Pt} \quad \text{---} \quad \text{Mg}$$

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{Cr}^{3+} \quad \text{---} \quad \text{Mg}^{2+}$$

②

$$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^- \quad \text{an}$$

$$2e^- + 14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} \quad \text{cat}$$

$$3\text{Mg} + 14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 3\text{Mg}^{2+} + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} \quad \text{an}$$

$$3\text{Mg} + 14\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 3\text{MgCl}_2 + 2\text{CrCl}_3 + 2\text{KCl} + 7\text{H}_2\text{O} \quad \text{an}$$

③ Le schéma symbolique de la pile.

$$\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} // \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+} / \text{Pt} \quad \text{an}$$

④

$$\text{KCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+ + \text{Cl}^- \quad \text{an}$$

le rôle du pont salin: - fermer le circuit électrolytique et assurer l'électroneutralité du système.

Anode \Rightarrow formation de $\text{Mg}^{2+} \Rightarrow [\text{Mg}^{2+}] \uparrow$
 injection de Cl^- an

Cathode injection de K^+ an

⑤ $E_{\text{cell}} = E^{\oplus} - E^{\ominus}$

$$E^{\oplus} = E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = E^{\ominus} + \frac{206}{3} \lg \frac{[\text{H}^+]^{14} \cdot [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}{[\text{Cr}^{3+}]^2}$$

$$E^{\oplus} = 1,33 + \frac{0,06}{6} \lg \frac{(1)^{19} \times 0,1}{(0,06)^2}$$

$$pH = 0 \Rightarrow [H^+] = 1$$

$$E^{\oplus} = 1,346V \text{ (opt)}$$

$$E^{\ominus} = E_{Ag^+/Ag} = E^{\ominus} + \frac{0,06}{2} \lg [Ag^+]$$

$$E_{Ag^+/Ag} = -0,37 + \frac{0,06}{2} \lg 10^2$$

$$E_{Ag^+/Ag} = -2,43V \text{ (opt)}$$

$$f.e.m. \text{ au debut} = 1,346 - (-2,43) = 3,776V \text{ (opt)}$$

(B) une paille de masse de 50 mg.
 La masse perdue est la masse d'argent :

$$x = \frac{m}{M} = \frac{50 \cdot 10^{-3}}{24306} = 2,06 \cdot 10^{-3} \text{ mole} \text{ (opt)}$$

on cherche le tableau d'avancement :

$$3Ag + 14H^+ + Cr_2O_7^{2-} \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O + 3Ag^+$$

on calcule les mols de ions de ions :

$$[Cr_2O_7^{2-}] = 0,1M \Rightarrow n = C \times V = 0,1 \times 0,1 = 0,01$$

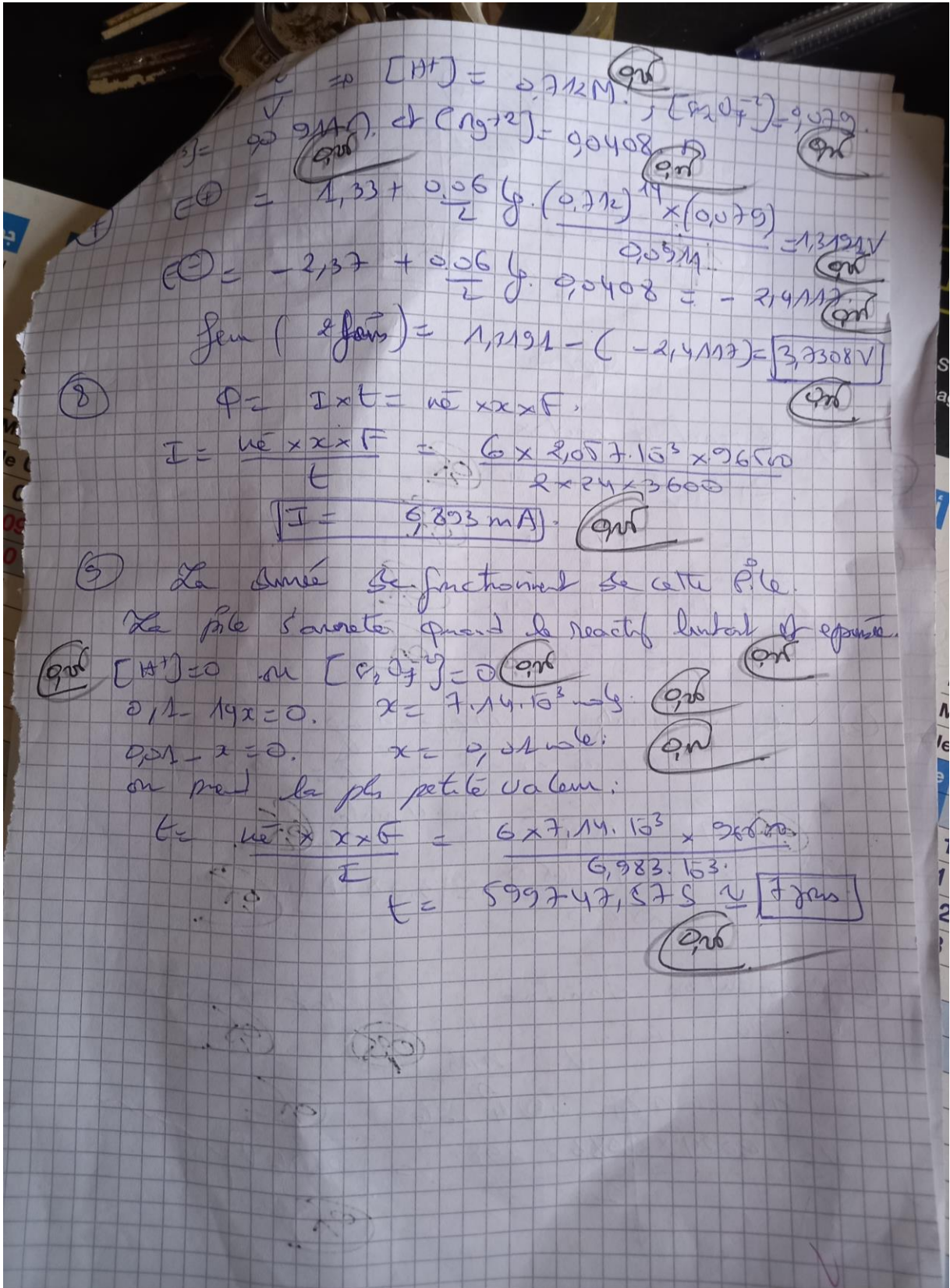
$$[H^+] = 0,06M \Rightarrow n = 0,06 \times 0,1 = 6 \cdot 10^{-3}$$

$$[Ag^+] = 0,1 \Rightarrow n = 0,1 \times 0,1 = 0,01$$

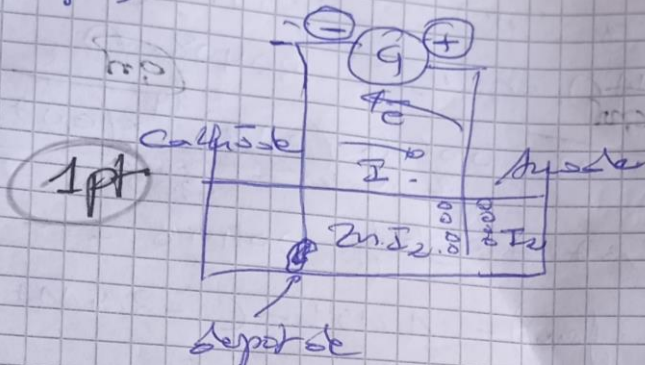
$$pH = 0 \Rightarrow [H^+] = 1 \Rightarrow n_{H^+} = 1 \times 0,1 = 0,1$$

$$t=0 \quad 3Ag + 14H^+ + Cr_2O_7^{2-} \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O + 3Ag^+$$

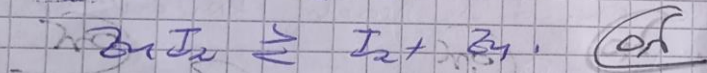
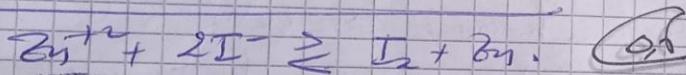
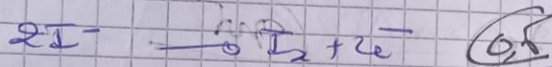
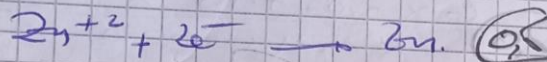
	0,1	0,01	0,01	0	0	0
t = t ₁ (opt)	0,1 - 14x	0,01 - x	0,01 - 2x	2x	7x	3x
a = t ₁ (h)	0,0712	7,99 · 10 ⁻³	9,98 · 10 ⁻³	0,02	0,07	0,03



Exo 3 (6pt) 200



2) Réaction Redox :



3) $t = 25$ minutes. $m_{\text{Zn}} = 1,6\text{g}$

$$Q = I \times t = n \times z \times F \Rightarrow I = \frac{n \times z \times F}{t}$$

$$z \times \frac{m}{M} = \frac{I \times t}{n \times F} \Rightarrow I = \frac{z \times m \times n \times F}{M \times t} = 0,024 \text{ mol} \quad \text{OK}$$

$$I = \frac{2 \times 0,024 \times 96500}{25 \times 60} = \boxed{3,088 \text{ A}} \quad \text{OK}$$

4) Conditions standard. $P = \text{atm}$. $T = 25^\circ\text{C}$

$$PV = nRT \quad V = \frac{nRT}{P} \quad \text{OK}$$

$$n_{\text{I}_2} = n_{\text{Zn}} = 0,024 \text{ mol} \quad \text{OK}$$

$$V = \frac{0,024 \times 0,082 \times 298}{1} = \boxed{0,586 \text{ l}} \quad \text{OK}$$