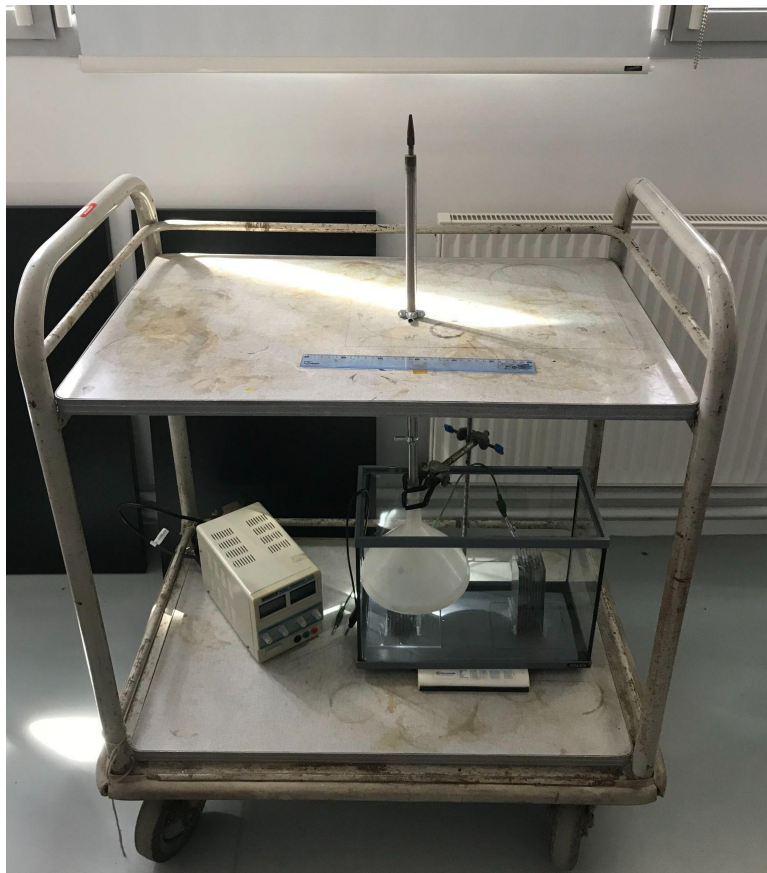


Banc à Hydrogène

**Étudiants :****Gabriel HOURY****Alexis FRILEUX****Alexandre JUNG****Julien PETITPAS****Enseignant - responsable du projet :****Abdellah HADJADJ**

Date de remise du rapport : **11/06/2021**

Référence du projet : **STPI/P6/2022 – 005**

Intitulé du projet : ***Etude et conception d'un banc à hydrogène***

Type de projet : ***Expérimental et bibliographique***

Objectifs du projet :

- ***Présentation de l'hydrogène comme vecteur d'énergie***
- ***Explication des moyens de production de l'hydrogène***
- ***Etude théorique de l'électrolyse de l'eau***
- ***Mise en application avec la création d'un banc à hydrogène***

Mots-clefs du projet :

- ***Hydrogène***
- ***Flamme de diffusion***
- ***Electrolyse de l'eau***
- ***Energie renouvelable***

Remerciements :

Nous aimerions tout d'abord remercier Monsieur Abdellah HADJADJ, l'enseignant responsable de notre projet pour nous avoir orienté vers des pistes de réflexion mais aussi pour ses précieux conseils sur l'organisation du travail en groupe et la gestion de projet. Ainsi que pour nous avoir orienté vers les bonnes personnes lorsque nous avons besoin de matériel.

Nous adressons notre reconnaissance à Monsieur Jérôme YON, directeur du département STPI, d'avoir validé notre projet ainsi que de nous permettre l'acquisition de matériel.

Nous tenons à remercier Pascal WILLIAMS et ses collègues, pour nous avoir assisté lors de l'acquisition des pièces et lors de l'assemblage du banc.

De même, nous voulions remercier Madame Isabelle DELAROCHE, enseignante de chimie dans les départements STPI et CFI, pour nous avoir apporté son aide et ses connaissances en chimie lors des manipulations de l'électrolyte. Nous souhaitons remercier Monsieur Raphaël DELAMARE pour son aide précieuse et ses conseils pratiques lors de la réalisation du banc.

Enfin, nous voulions aussi remercier Madame Martine TALBAUT pour avoir pris le temps de nous présenter un électrolyseur pédagogique au début de notre projet.

TABLE DES MATIÈRES

Introduction	7
Méthodologie et Organisation du travail	7
Travail réalisé et résultats	9
Explication des tâches réalisées	9
Travail de recherche théorique	9
Réalisation du devis et acquisition des pièces	13
Assemblage du banc	14
Présentation des résultats obtenu	19
Difficultés rencontrées	24
Conclusions et perspectives	26
Bibliographie	27
Annexes	28
Documentation technique	28
Illustrations du banc et des manipulations	30

NOTATIONS, ACRONYMES

Dans ce rapport, l'hydrogène et l'oxygène désigneront par abus de langage respectivement le dihydrogène H_2 et le dioxygène O_2 qui sont des gazs.

ddp = différence de potentiel appliquée entre les deux électrodes.

Lors de l'étude théorique de l'électrolyse, nous rencontrerons :

E_{eq} le potentiel à l'équilibre,

E^0 le potentiel standard à l'équilibre d'un couple oxydant / réducteur,

$C(H^+) = [H^+]$ sont deux notations pour désigner la concentration en mol/L,

$a(H_2)$ désigne l'activité chimique, qui prend différentes expressions en fonction de la concentration du composé et de son état.

1. INTRODUCTION

Contexte et objectifs du projet :

Les projets de P6 étant des projets de continuité, un même sujet est parfois étudié par plusieurs groupes se succédant. Ce qui est le cas de notre projet consistant à étudier la réalisation d'un banc à hydrogène. Les deux groupes nous précédant ont réalisé des études théoriques et bibliographiques sur différents éléments du banc. C'est pour cela que nous avons décidé de reprendre leur travail et de le mettre en œuvre dans la pratique.

Dès les premières séances, nous nous sommes fixé l'objectif de monter un prototype de banc à hydrogène. Ainsi notre projet a pris une direction plus pratique, et moins bibliographique; par exemple la réalisation de devis, l'assemblage du banc et la phase de test de l'électrolyse.

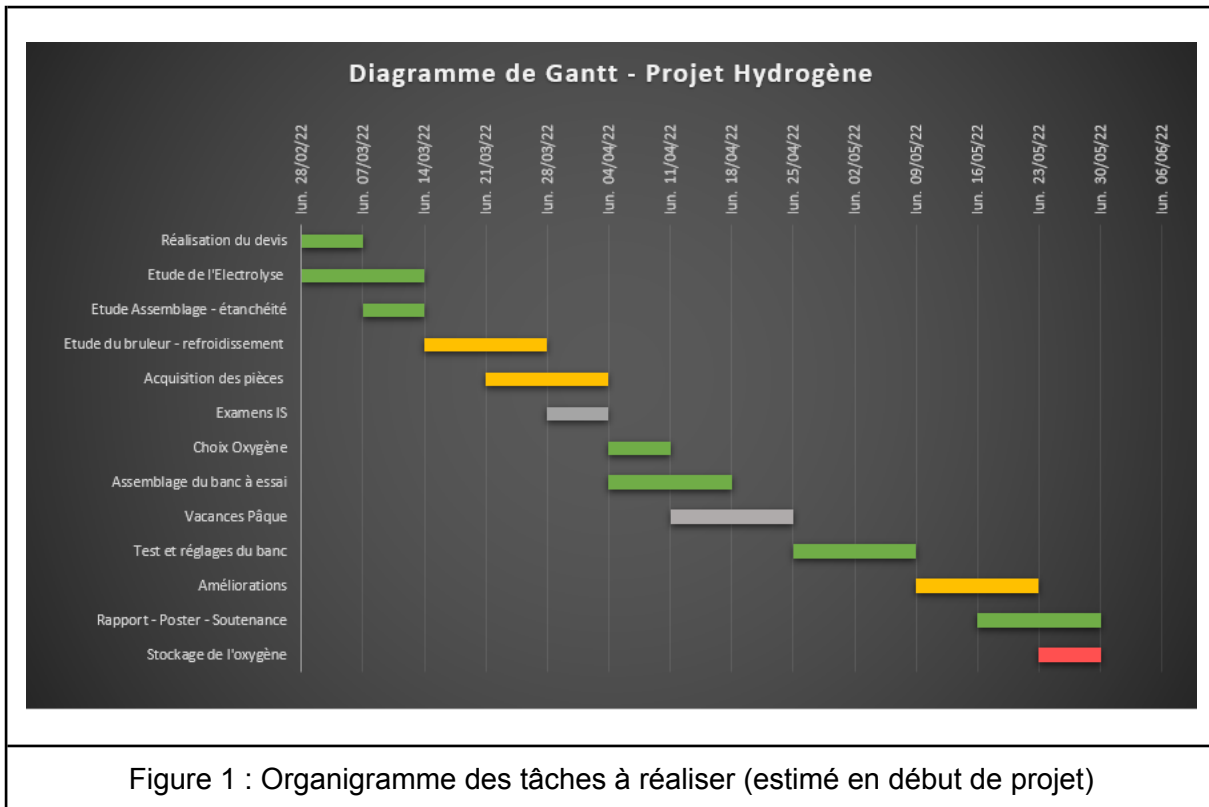
2. MÉTHODOLOGIE ET ORGANISATION DU TRAVAIL

Description de l'organisation adoptée pour le déroulement du travail :

Comment s'est organisé notre travail autour de ce projet ?

Nous avons commencé le projet en nous renseignant de manière individuelle sur les avancées technologiques concernant l'hydrogène, ainsi qu'en prenant connaissance des rapports des deux années précédentes.

Puis nous avons fixé ensemble les objectifs du projet dans le temps qui nous était imparti. Nous avons découpé le projet en plusieurs tâches que nous avons réparties en sous groupe de deux. A chacune de ces tâches (exemple : réalisation du devis, acquisition des pièces, assemblage du banc), nous avons estimé une durée pour la réaliser. Ainsi nous avons pu construire un diagramme de Gantt, afin de planifier l'avancée du projet et de se rendre compte de l'ensemble des tâches à faire. Nous avons classé les tâches par difficulté; vert pour réalisable, jaune pour des tâches réalisables mais avec difficulté et potentiellement retardées, et rouge pour une tâches difficilement réalisable, très ambitieuse.



Les séances hebdomadaires consacrées aux projets sont destinées dans un premier temps (jusqu'au vacances de Pâque) à l'échange avec le professeur encadrant le projet. Lors de chaque séance, nous présentons à l'aide d'un support visuel l'avancée réalisée depuis la séance précédente. Cela nous a permis de poser nos questions au professeur, et de discuter de nos objectifs à courts termes c'est-à-dire pour la semaine suivante.

Cependant, le travail de réalisation de devis, de rencontre d'autres personnes pouvant nous aider, de regroupement des pièces a été fait majoritairement en dehors de ces séances de projet.

3. TRAVAIL RÉALISÉ ET RÉSULTATS

3.1. Explication des tâches réalisées

3.1.1. Travail de recherche théorique

Il existe différentes méthodes de production d'hydrogène, chacune présentant des avantages et inconvénients. On distingue trois types de procédés : le reformage, la gazéification et l'électrolyse.

3.1.1.1. Reformage

Le reformage est une méthode lors de laquelle des molécules d'hydrocarbures sont divisées sous l'effet de la chaleur afin d'obtenir des molécules de dihydrogène. On distingue trois principales méthodes de reformages : le vaporeformage, l'oxydation partielle et le reformage autotherme.

A) Vaporeformage

Le vaporeformage, aussi appelé reformage à la vapeur, est réalisé par une réaction catalytique : l'hydrocarbure chauffé au contact de la vapeur d'eau se divise et forme un mélange de H_2 , de H_2O , de CO_2 et de CO . Lors de réactions secondaires du CH_4 et du C sont également produits. Cette réaction nécessite une température entre $700^\circ C$ et $1100^\circ C$ pour se produire.

Cette méthode est l'une des plus facilement réalisable notamment grâce à la facilité d'obtention des matières premières utilisées et les températures requises relativement faibles en comparaison des autres procédés. Cela a pour conséquence d'en faire la technique la plus répandue dans la production d'hydrogène.

Elle présente cependant un inconvénient puisque du CO_2 est également produit en grande quantité lors de la réaction ce qui en fait un procédé polluant.

B) Oxydation partielle

Cette deuxième méthode est caractérisée par la combustion d'hydrocarbures et d'air. Ainsi est produit un gaz de synthèse contenant du dihydrogène. Pour obtenir ce gaz il faut impérativement que la combustion soit incomplète, c'est-à-dire que le dioxygène soit en faible proportion.

Les conditions nécessaires à cette réaction sont une température comprise entre $1200^\circ C$ et $1500^\circ C$ et une pression de 20 à 90 bars. Un atout de cette réaction est la faible production de méthane.

C) Reformage autotherme

Le reformage autotherme reprend les principes des deux méthodes précédentes : dans un premier temps à lieu l'oxydation partielle qui dégage de la chaleur puis dans un

second temps se produit le vaporeformage qui augmente la production d'hydrogène. Il faut une température placée entre 900°C et 1100°C et une pression entre 20 et 60 bars.

L'avantage est que la chaleur requise pour le vaporeformage est directement fournis par l'oxydation partielle. En revanche la difficulté réside dans l'ajustement de la quantité d'oxygène, en effet pour maintenir une température suffisante il est important d'apporter une certaine quantité d'oxygène.

3.1.1.3. Electrolyse de l'eau

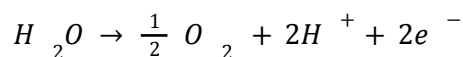
- Enjeux actuel lié à l'électrolyse :

L'électrolyse de l'eau est un procédé qui consiste en la séparation des molécules d'eau pour produire du dioxygène et du dihydrogène gazeux. Ce processus de production d'hydrogène est en plein développement dans le cadre de la transition énergétique. En effet l'hydrogène est un vecteur d'énergie qui permettrait de stocker les surplus d'énergie créé par moment par les énergies renouvelables intermittentes qui sont non pilotables. Lors d'un surplus de production d'électricité, l'électrolyse pourrait avoir lieu pour produire et stocker de l'hydrogène. Cet hydrogène serait par suite transformé en électricité par une pile à combustible, pour compenser un arrêt de production des énergies intermittentes par exemple. (voir illustration en annexe)

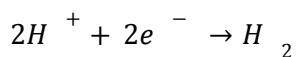
- Fonctionnement :

Un courant électrique passant dans l'eau permet de casser les molécules d'eau en dihydrogène et dioxygène. L'électrolyse de l'eau est en réalité une réaction d'oxydoréduction nécessitant deux électrodes, un électrolyte et un courant électrique.

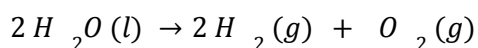
Au niveau de l'anode, l'électrode négative, se passe une réaction d'oxydation :



Au niveau de la cathode, l'électrode positive, se passe la réduction :



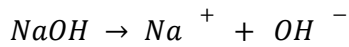
Finalement, en sommant les deux demi-équations :



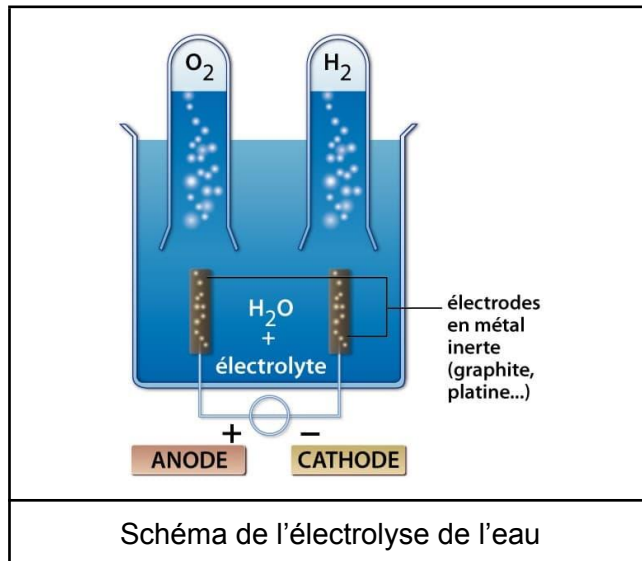
Grâce à l'équation, on se rend compte que le volume d'hydrogène produit est 2 fois supérieur à celui d'oxygène.

Les électrolyse peuvent se faire en milieu acide, basique ou alcalin; en fonction de l'électrolyte choisi. Nous avons choisi de faire notre électrolyse en milieu basique avec pour électrolyte une solution d'hydroxyde de sodium (soude).

Dont l'équation de dissolution dans l'eau est :



La soude permet la formation d'ions lors de la dissolution qui vont rendre l'eau plus conductrice. (valeurs de conductivités ?? eau distillée et solution NaOH)



Finalement les différents paramètres que l'on peut considérer lorsque l'on veut créer une électrolyse sont : le volume d'eau, le type d'électrodes et leur surface d'échange, le type d'électrolyte et sa concentration, la différence de potentiel appliquée aux bornes des électrodes.

- Etude théorique de l'électrolyse :

Afin de savoir de façon théorique quelle différence de potentiel nous devons appliquer aux bornes de nos électrodes, il est nécessaire de réaliser une étude théorique de l'électrolyse.

Les deux couples oxydant réducteur présents sont : H^+ / H_2 et O_2 / H_2O

Grâce à l'équation de Nernst, on peut retrouver la tension d'équilibre E en fonction du potentiel d'équilibre standard du couple E^0 et du couple présent.

$$E_{eq} = E^0 + \frac{0,06}{n} \log\left(\frac{a(ox)^\alpha}{a(red)^\beta}\right)$$

ce qui donne pour le couple O_2 / H_2O à l'anode :

$$E_{eq\ anode} = E^0_{O_2 / H_2O} + \frac{0,06}{2} \log\left(\frac{a(O_2)^{\frac{1}{2}} \times [H^+]^2}{a(H_2O)}\right)$$

or comme l'eau est le solvant ; $a(H_2O) = 1$ et en supposant le dioxygène produit à la pression atmosphérique; $a(O_2)^{\frac{1}{2}} = 1$.

A présent, calculons la concentration en ions H^+ de la solution. Pour cela, on peut passer par l'équation de dissolution de NaOH ainsi que par l'égalité du produit ionique de l'eau.

Soit $C(NaOH) = 0,1 \text{ mol/L}$ alors comme $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$, on a $C(OH^-) = 0,1 \text{ mol/L}$. Or d'après le produit ionique de l'eau :

$$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \quad \text{à } 25^\circ \text{ C.}$$

$$\text{On trouve donc } [H^+] = [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = 10^{-13} \text{ mol/L.}$$

De même pour $C(NaOH) = 0,25 \text{ mol/L}$, on trouve $[H^+] = 0,4 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$.

Finalement;

$$E_{eq \text{ anode}} = 1,229 + 0,03 \log([H^+]^2) = 0,449 \text{ V car } E_{O_2/H_2O}^0 = 1,229 \text{ V}$$

On procède de même pour la cathode avec le couple H^+ / H_2 :

$$E_{eq \text{ cathode}} = E_{H^+/H_2}^0 + \frac{0,06}{2} \log\left(\frac{[H^+]^2}{a(H_2)}\right) \text{ or } E_{H^+/H_2}^0 = 0,00 \text{ V et } a(H_2) = 1 \text{ donc}$$

$$E_{eq \text{ cathode}} = 0,03 \log([H^+]^2) = -0,78 \text{ V}$$

On en déduit que la différence de potentiel minimale à appliquer pour que la réaction ait lieu est :

$$U_{min} = E_{eq \text{ anode}} - E_{eq \text{ cathode}} = 0,449 - (-0,78) = 1,229 \text{ V} \quad \text{pour } C(NaOH) = 0,1 \text{ mol/L.}$$

Si $C(NaOH) = 0,25 \text{ mol/L}$, alors $U_{min} = 1,225 \text{ V}$.

Cependant, ces valeurs ne prennent pas en compte la résistance opposée par le circuit au passage du courant. Et donc les valeurs de différence de potentiel à appliquer devront être supérieures à celles trouvées théoriquement.

3.1.2. Réalisation du devis et acquisition des pièces

Après avoir décidé de créer un prototype de banc à hydrogène, notre tuteur nous a orienté vers la réalisation d'un devis en listant les composants dont nous allions avoir besoin.

Dans un premier temps, nous avons décidé de lister l'entièreté des composants à partir du schéma de l'année précédente. Nous avons listé les composants en trouvant à chaque fois un fournisseur, et le prix (voir annexe). Ce qui nous a amené à un total de 480 euros environ.

Une fois le devis validé par notre tuteur, nous l'avons présenté à Mr Williams en charge du matériel de TP dans le département STPI. Naturellement, le budget du devis étant assez élevé, nous avons cherché à récupérer et emprunter du matériel déjà présent dans l'INSA. Ainsi nous avons trouvé un chariot, un tube en cuivre, un brûleur, une solution de soude pour faire l'électrolyte, un générateur et d'autres composants secondaires.

Enfin nous avons proposé un second devis réduit avec les pièces que nous n'avions pu trouver dans l'INSA, avec un montant de 60 euros environ.

Finalement, nous avons pu aller chercher les pièces manquantes au projet grâce à deux bons de commande.

Projet P6 - Hydrogène - Devis Réduit				
Matériel	Quantité	prix unité TTC	prix final	Références
Brico Leclerc				
Acier Tôle Lisse Galvanisée (Electrodes)25*50cm	2	3,80 €	7,60 €	400116380549
Cylindre réfrigérant	1	3,10 €	3,10 €	3309030520005
Jardi Leclerc				
Aquarium	1	42,90 €	42,90 €	3336023072463
Mousse anti - retour flamme	1	5,95 €	5,95 €	8715897273704
TOTAL			59,55 €	

Devis final précédant les bons de commande

3.1.3. Assemblage du banc

3.1.3.1. Découpe et soudage des électrode

Afin de favoriser la production d'hydrogène et donc l'électrolyse, il est important de maximiser la surface de contact entre le conducteur (électrode) et l'électrolyte (solution conductrice). Cependant nous devons faire avec la contrainte de place car la récupération des gaz se fait à l'aide d'entonnoirs, et donc les électrodes ne doivent pas dépasser de ces entonnoirs. Pour cela nous avons choisi de faire deux blocs d'électrodes en parallèle; pour former l'anode d'un côté et la cathode de l'autre, ce qui permet une grande surface de contact et un encombrement minimal.

Nous utilisons donc des plaques d'acier galvanisé en guise de conducteur car les électrodes graphites sont difficiles à se procurer et les autres matériaux plus résistants à la corrosion sont beaucoup plus chers. Des morceaux de plaque plexiglas nous servent à espacer faiblement les plaques conductrices pour que l'électrolyte puisse circuler entre les plaques.

Pour ce faire, nous avons d'abord tracé des repères sur nos plaques afin de faciliter la découpe. Nous avons divisé la plaque en 18 morceaux afin de créer deux blocs d'électrodes chacun constitué de 9 petites plaques. Les plaques d'acier étant assez fines, nous les avons découpées avec un massicot. Une fois découpées, nous les avons assemblées en bloc, en les séparant par des petits blocs de plexiglas, préalablement découpés dans une plaque de récupération grâce à une scie à ruban. Nous avons ensuite dû les relier électriquement afin que le courant puisse passer à travers toutes les plaques et maximiser l'effet de l'électrolyse. Nous avons coupé des petits ponts en cuivre que nous avons soudé avec de l'étain pour relier chaque plaque à sa voisine. L'étain étant aussi conducteur, cela a facilité notre travail de soudure.

Cependant, nous avons eu un imprévu lors de la réalisation des soudures entre les plaques d'acier. L'acier étant galvanisé, il est recouvert en surface d'une couche de zinc qui empêche la corrosion, ce qui ne permettait pas à l'étain d'accrocher lors du soudage. Nous avons donc dû démonter les blocs déjà réalisés afin de les poncer localement en surface, pour permettre à l'étain d'accrocher.

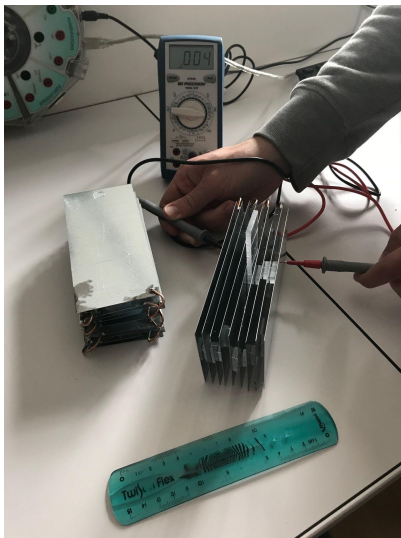
Finalement, nous avons fait des mesures de continuité sur les deux blocs d'électrodes afin de vérifier la continuité électrique entre les plaques et la qualité des soudures. Puis nous avons à nouveau utilisé du plexiglas pour fabriquer des supports aux électrodes dans le but de les faire tenir à la verticale au fond du récipient.



Ponçage des électrodes



Soudage des électrodes



Mesures de continuité



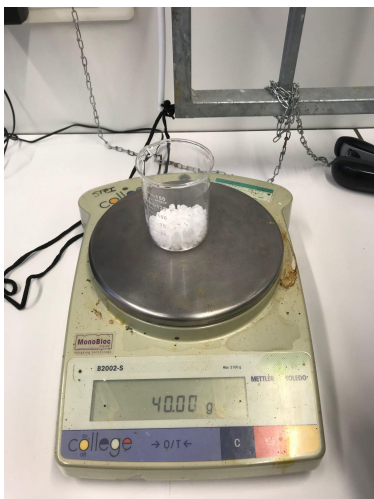

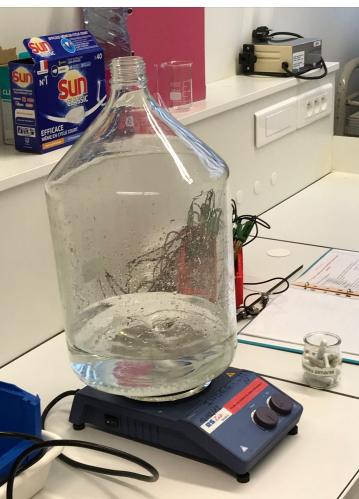
Blocs d'électrodes fini

3.1.3.2. Réalisation de l'électrolyte

Pour le bon fonctionnement de l'électrolyse, nous devons faire passer un courant électrique dans nos deux électrodes, elles même étant plongées dans l'eau. Mais pour améliorer ce processus, on peut mélanger à l'eau un produit chimique appelé électrolyte, qui donnera à l'eau une meilleure conductivité ionique et ainsi améliorera les échanges d'électron pour une meilleure production d'hydrogène.

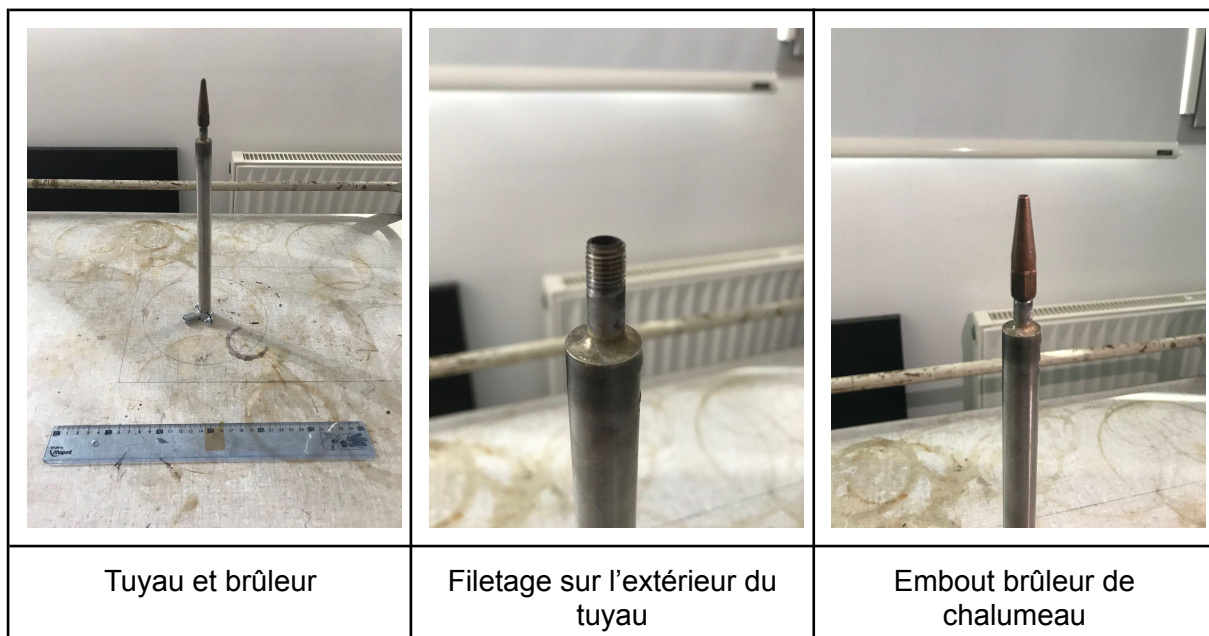
Nous avons choisi l'hydroxyde de sodium, plus communément appelé soude, pour réaliser notre électrolyte. Étant un cristal ionique très soluble dans l'eau, il nous est apparu comme le candidat idéal. Mais une fois dilué, le pH basique de la solution le rend corrosif, d'où le choix de l'acier galvanisé qui peut résister à cet électrolyte. Le choix de l'électrolyte est assez délicat car il doit remplir de nombreux critères; conductivité élevée, pas de réaction secondaire ni de rejet gazeux dangereux (en effet le NaCl produit du dichlore lors de la réaction). Un autre électrolyte possible et beaucoup utilisé dans les électrolyse est l'hydroxyde de potassium KOH, qui possède une bonne conductivité électrique.

Pour réaliser notre électrolyte, nous avons d'abord calculé la masse nécessaire de soude solide, en trouvant un juste milieu entre une solution assez concentrée pour une meilleure électrolyse, mais pas trop afin d'éviter d'avoir une solution trop corrosive. Nous avons donc choisi de faire 2 solutions de concentration différentes; 0,1 mol/L et 0,25 mol/L. En faisant deux solutions de concentrations différentes, nous voulons étudier l'impact de la concentration sur l'électrolyse. Cela représente respectivement 40g et 100g de d'hydroxyde de sodium solide, sous forme de granulés. On a ensuite mélangé la soude et l'eau distillée dans un grand contenant en verre de 10 litres, jusqu'à ce que les cristaux soient dissous correctement grâce à un agitateur magnétique. De cette manière, nous avons les deux solutions prêtes dans leur contenant en verre, et il suffit de les transvaser grâce à une pompe manuelle dans le récipient où a lieu l'électrolyse le temps du fonctionnement du banc.

		
<p>Pesée du NaOH solide</p>	<p>NaOH dans la cuve de 10 litres</p>	<p>Dissolution avec agitateur magnétique</p>

3.1.3.3. Tube d'alimentation et récupération des gaz

Afin de brûler l'hydrogène sur l'étage supérieur de notre chariot, nous avons dû trouver un moyen de canaliser et de transporter l'hydrogène en minimisant le risque de fuites, car l'hydrogène est un gaz très volatile et peut présenter des dangers si il est présent dans l'air en grande concentration. Pour cela, nous avons décidé de transporter l'hydrogène dans un tube rigide en cuivre reliant l'électrolyseur et le brûleur. De plus, un entonnoir placé au-dessus de la cathode produisant l'hydrogène par réduction, permet de récupérer le dihydrogène. Il est nécessaire de plonger les bords de l'entonnoir dans la solution afin de créer une étanchéité. Ainsi en maximisant le diamètre de l'entonnoir, la totalité des bulles de dihydrogène remonte dans l'entonnoir puis dans le tube en cuivre jusqu'au brûleur. Par ailleurs, nous plongeons l'entonnoir au maximum afin de réduire au maximum le volume de dihydrogène en transition, pour minimiser les effets d'une explosion en cas de retour de flamme.

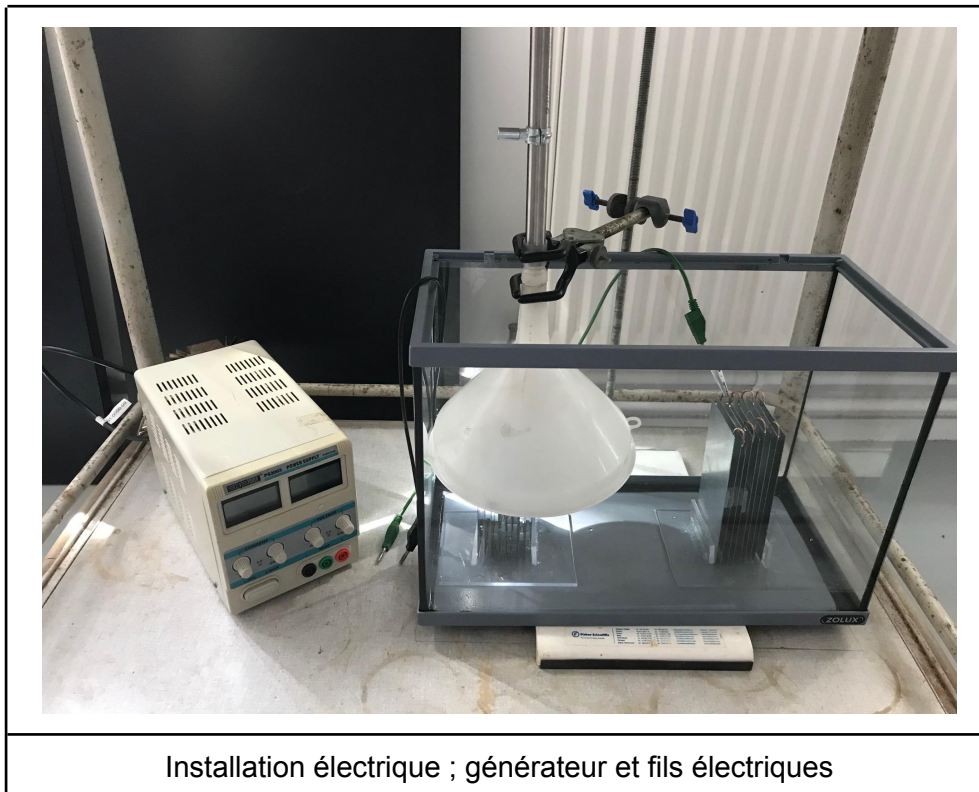


3.1.3.4. Brûleur et réfrigérant

Le brûleur est soudé au tube en cuivre afin de réduire le risque de fuites de dihydrogène. Un filetage sur l'extérieur du tube permet de visser différents embouts de brûleurs de chalumeaux. Une grille métallique à mailles fines est placée à l'intérieur du tube de transport, pour empêcher un potentiel retour de flamme de descendre jusqu'en bas du tube et dans l'entonnoir.

3.1.3.5. Générateur et branchements électriques

Pour effectuer une électrolyse de l'eau, il faut appliquer une certaine différence de potentiel entre les électrodes. Pour cela nous utilisons une alimentation dont nous pouvons régler la différence de potentiel (V) ainsi que le courant (A). Nous avons relié l'alimentation et les électrodes simplement avec des fils gainés équipés de pinces crocodiles. La borne positive connectée à l'anode lieu de production du dioxygène et la borne négative à la cathode lieu de production du dihydrogène.



3.2. Présentation des résultats obtenu

Une fois l'assemblage du banc fini, nous avons pu essayer de créer l'électrolyse de l'eau, et vérifier la production de dihydrogène.

Pour cela nous avons demandé l'autorisation d'effectuer les tests dans des laboratoires afin d'avoir les équipements de sécurité réunis et à proximité; spécialement pour gérer le risque chimique lié à la soude (relativement faible car les concentrations réalisées étaient faibles). Cependant, la mesure du risque lié à la manipulation du dihydrogène en lieu clos nous a poussé à manipuler à l'extérieur afin d'éviter la concentration de dihydrogène dans un laboratoire, ce qui représenterait un danger non négligeable.

Pour limiter les risques liés à la soude, nous nous équipons d'EPI c'est-à-dire blouses, lunettes et gants. De plus, un bac de rétention est placé en dessous de l'aquarium dans le cas d'une fuite, pour retenir l'électrolyte. De plus, des rinces-œil étaient à notre disposition lors des essais du banc. Et finalement, nous avons aussi prévu des casques de protection auditive en cas de détonation liée au dihydrogène.



Banc prêt aux mesures de débit

- Etude de l'effet du changement de la tension appliquée aux électrodes

Le calcul théorique de la différence de potentiel minimale pour initier l'électrolyse nous a donné une valeur de 1,225V sans tenir compte de la résistance du système.

Dans la pratique, une valeur de ddp beaucoup plus élevée a été nécessaire pour déclencher l'électrolyse et produire du gaz. En effet, l'électrolyse s'est faite à partir d'une ddp de 2V, entraînant une production minimale de gaz, créant de micro bulles à la surface des électrodes.

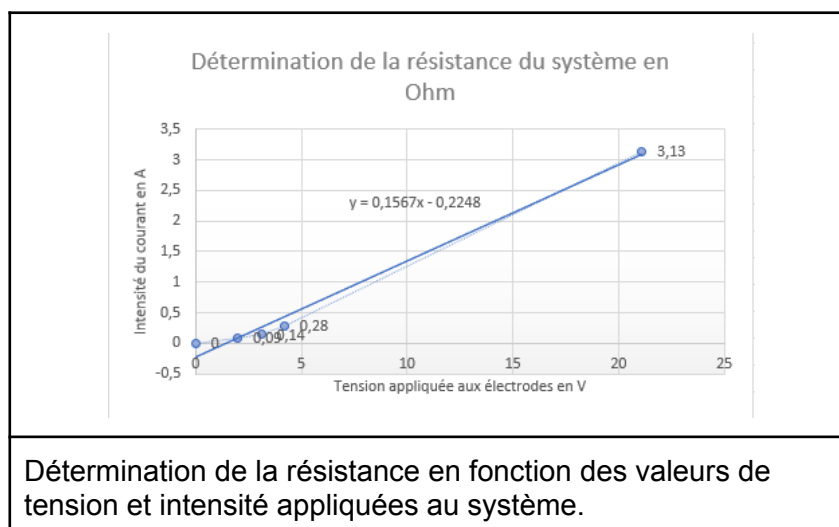
Comme nous souhaitions mesurer le débit de dihydrogène produit par l'électrolyse, nous avons progressivement augmenté la ddp avec l'objectif de rendre la quantité produite mesurable.

Nous sommes allés jusqu'à la limite de notre alimentation c'est à dire 30V ou 3A, nous étions limités par la résistance provoquée par notre circuit; c'est à dire à 21V pour 3A. La quantité produite était toujours trop faible pour être mesurée, cependant nous avons remarqué qualitativement l'augmentation de l'intensité de production de dihydrogène et dioxygène avec l'augmentation de la ddp.

- Etude de l'effet du changement de l'intensité du courant appliqué aux électrodes

L'intensité étant lié à la tension par la loi d'Ohm : $U = R \times I$, et la résistance de notre système constante; la variation de la ddp entraîne la variation de l'intensité du courant I. Ainsi l'analyse faite ci-dessus suite à la variation de la tension est valable aussi pour la variation du courant.

Cependant, nous pouvons chercher à évaluer la résistance provoquée par le système expérimental :



En traçant une courbe de tendance, d'équation $I = 0,1567 \times U$ alors $R = \frac{U}{I} = \frac{1}{0,1567} \approx 6,38 \text{ Ohms}$

- Etude de l'effet de la concentration de l'électrolyte

Deux concentrations d'électrolyte ont été réalisées. Une à 0.1 mol/L et une autre à 0.25 mol/L. Nous n'avons pas noté de grande différence par rapport à l'émanation de bulles d'oxygène ou d'hydrogène. La différence de concentration n'étant sûrement pas assez grande. L'écart entre ces deux concentrations est trop faible pour observer un changement dans l'électrolyse.

Cependant, une augmentation significative de la concentration de l'électrolyte en NaOH, permettrait de rendre l'eau plus conductive et donc de faciliter l'électrolyse à une tension donnée, en réduisant la résistance du système.

- Etude de la flamme et la combustion du dihydrogène

Aucune observation de combustion n'as pu être faite. Afin de vérifier que nous produisions de l'hydrogène, étant donné que les quantités étaient faibles, nous avons essayé d'allumer notre brûleur. Seule une légère détonation a été constatée, ce qui est la confirmation que notre électrolyseur fabrique de l'hydrogène. Cette absence de flamme peut-être due à une trop faible quantité de dihydrogène pour maintenir une flamme stable, ou bien à la présence d'oxygène dans le tube qui favorise l'explosion plutôt que la combustion au contact de l'air au niveau du brûleur. Une circulation plus efficace de celui-ci et la présence de mousse anti-retour de flamme aurait pu permettre d'éviter ce résultat.

- Vérification de l'état de surface des électrodes

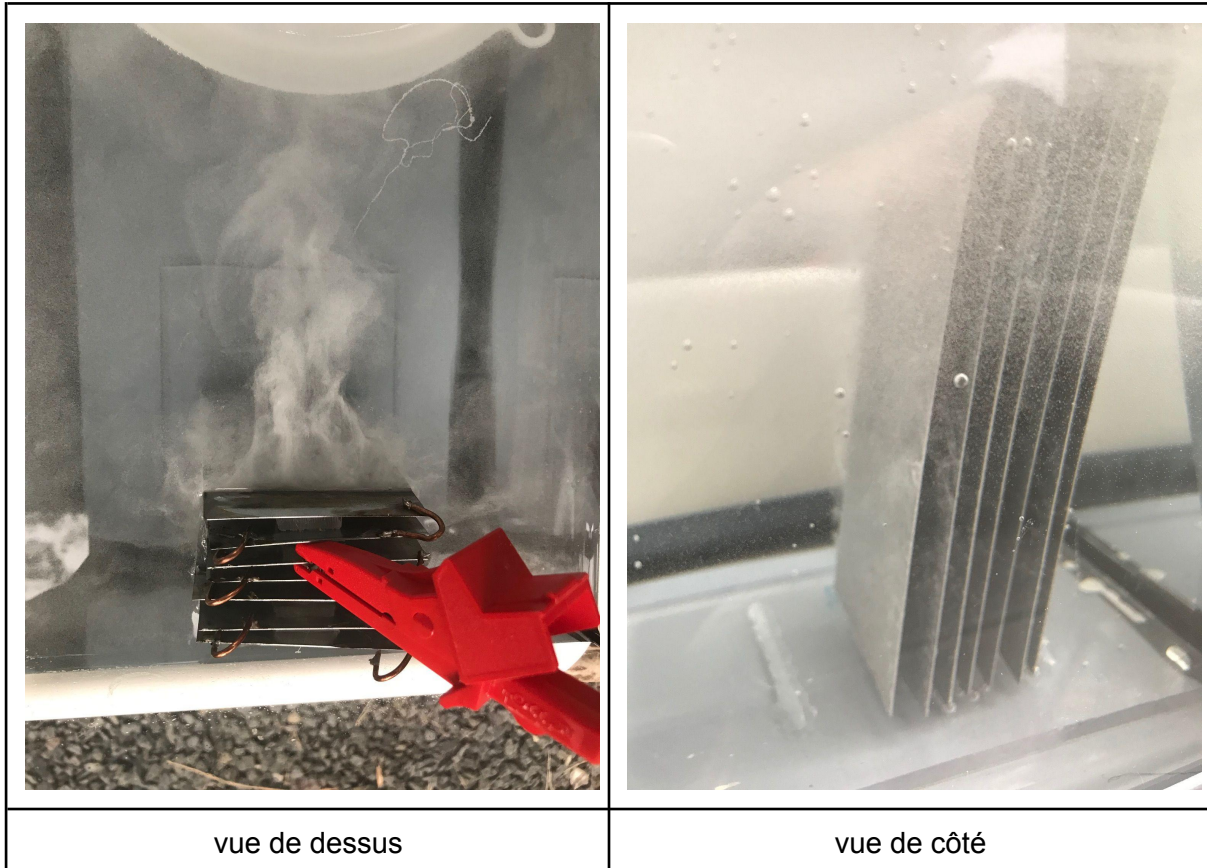
Suite à la réaction d'oxydo-réduction, un dépôt a pu être observé émanant de l'électrode subissant l'oxydation. Au cours d'une oxydation, des électrons sont arrachés au réducteur, d'où la présence d'un dépôt. (voir annexe)

- Vérification de l'absence de fuites de dihydrogène

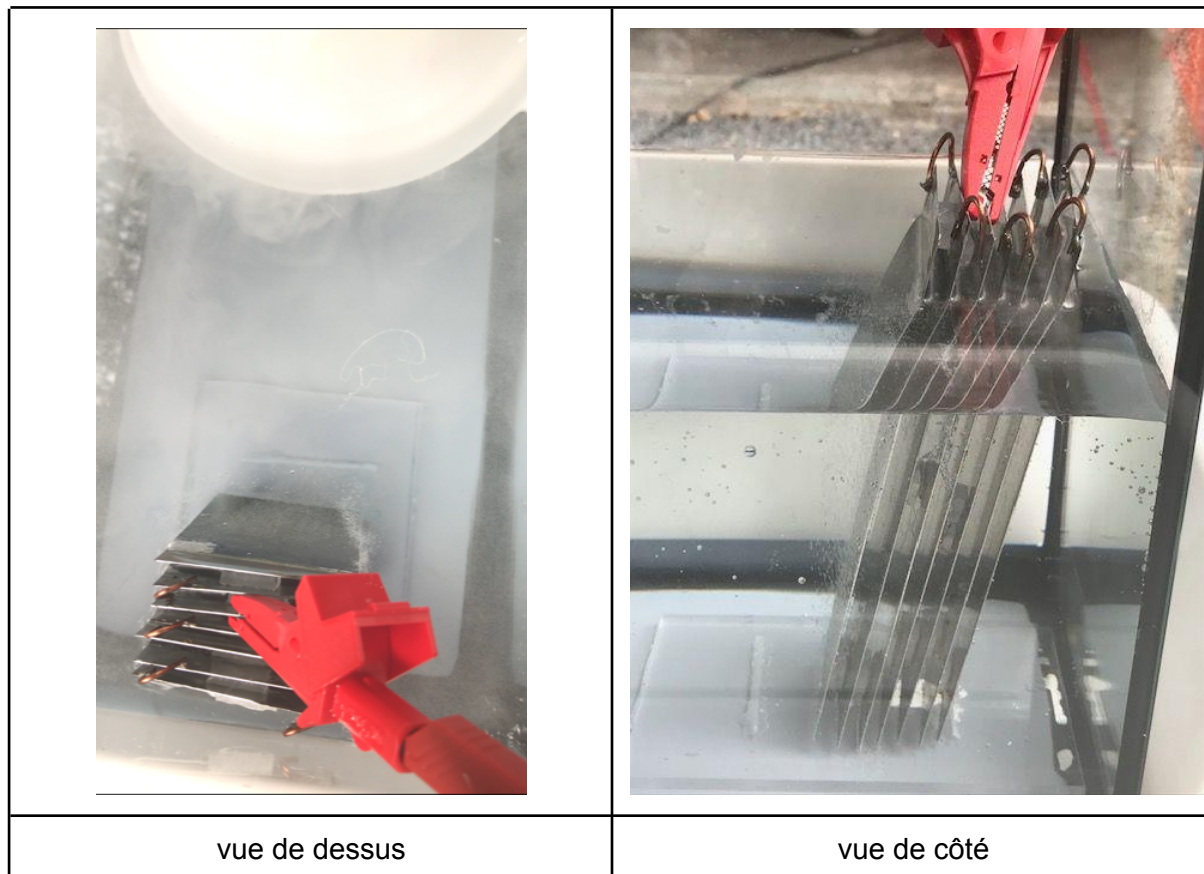
La légère détonation constatée lors de l'allumage, prouve l'absence de fuite. En effet l'hydrogène étant plus léger que l'air, toute fuite aurait empêché une concentration de celui-ci et donc la détonation observée.

- Illustrations des résultats :

Dégagement de dioxygène avec précipité formé par l'électrode :



Dégagement de dihydrogène, après inversion des pôles sur l'alimentation pour pouvoir observer le dégagement sans l'entonnoir :



Le dégagement de dioxygène paraît plus important mais en réalité c'est le précipité formé par la couche de zinc de l'électrode qui donne cette impression. Les bulles de dioxygène remontant à la surface sont en réalité assez faibles.

En revanche, le dégagement de dihydrogène n'engendre pas de précipitation chimique, ce qui rend sa production moins visuelle et frappante. Cependant on peut observer que le nombre de bulles produites et leur taille sont plus importantes.

3.3. Difficultés rencontrées

Au long de la réalisation de notre projet, nous avons rencontré de nombreuses difficultés.

Notre projet étant orienté dans une dimension plus pratique que théorique; la majorité des difficultés furent d'ordre pratique lors de la réalisation.

- La contrainte de temps :

Notre principale difficulté qui nous a suivi pendant tout le projet fut la contrainte de temps. En effet, le nombre d'étapes que nous avons à effectuer était ambitieux vis à vis du temps qui nous était accordé. Les séances hebdomadaires de 1h30, n'étaient pas suffisantes pour faire avancer le projet. C'est pour cela que nous fixions les rendez-vous avec d'autres professeurs sur d'autres créneaux, ainsi que le montage du banc que nous avons effectué avec 2 créneaux de 1h30 par semaine.

- Lors du devis :

La rédaction du devis est assez délicate, car nous n'avons aucune expérience dans ce domaine. Nous avons donc suivi les conseils de notre tuteur et de Mr Williams. Cependant, trouver la totalité des composants nécessaires dans les fournisseurs de l'INSA est assez compliqué. De plus, nous avons discuté avec Mr Hadjadj et Mr Williams de nombreuses fois pour savoir le budget qui nous était accordé. Enfin, l'utilisation des bons de commande de l'INSA pour récupérer nos composants chez les fournisseurs était aussi délicate, ce qui a nécessité plusieurs aller retour de notre part, car les bons de commande étaient refusés.

- Lors de l'assemblage :

L'assemblage du banc est minutieux et a nécessité de réfléchir et bricoler des solutions à chacun de nos problèmes. Par exemple, le ponçage de la couche galvanisée des électrodes, ou bien la réalisation de socles pour permettre aux électrodes de tenir à la verticale.

- La phase de test :

Lorsque nous avons voulu tester notre banc à hydrogène, nous avons rencontré le problème de trouver un lieu adéquat à l'expérience où nous étions autorisés à manipuler. En effet, étant donné des risques que représente la manipulation de l'hydrogène gazeux ainsi que sa combustion, les responsables de laboratoires ne voulaient pas nous laisser manipuler.

3.4. Améliorations suggérées

Étant le premier groupe à réaliser un prototype de banc à hydrogène, nous aimerions partager l'expérience que nous avons acquise en rencontrant différents problèmes et en essayant d'y trouver des solutions.

Pour cela, nous pouvons revenir sur les choix que nous avons fait tant en matériaux que en solutions techniques, afin de donner des pistes d'améliorations pour les futurs participants au projet.

- **Électrolyte** : Le choix de la soude nous a permis de réaliser plusieurs essais. Il s'est avéré qu'une concentration plus élevée est nécessaire pour une bonne conduction électrique. Un autre électrolyte pourrait donc être envisagé si l'augmentation de la concentration soude n'est pas réalisable dans la pratique.
- **Électrodes** : Le choix du matériau utilisé; acier galvanisé, s'est révélé être concluant et un bon compromis pour réussir à mettre en pratique. Cependant, le montage en série des blocs d'électrodes était trop fragile. L'assemblage des électrodes est un point clé à améliorer pour rendre le banc plus durable et fiable.
- **Anti-retour de flammes** : Une grille à maille fine ainsi que de la mousse ne s'est pas avérée concluante, et pas totalement fiable. La sécurité étant un point clé du projet, la réalisation d'un bulleur est indispensable pour empêcher un potentiel retour de flamme d'atteindre l'électrolyseur. (voir exemple en annexe)
- **Volume d'hydrogène en transition** : Nous nous sommes aperçu dans notre montage actuel que le volume d'hydrogène en transit entre l'électrolyseur et le brûleur était trop important. Pour cela il faudrait réfléchir pour réduire celui-ci au maximum, dans le but de rendre le banc plus sécurisé.
- **Purge du tube** : Les tests nous ont montré que la partie résiduelle d'oxygène dans le tube rend le dihydrogène plus explosif. Pour s'assurer que la combustion ait lieu au niveau du brûleur en tant que flamme de diffusion, il faudrait purger le tube pour faire disparaître au maximum le dioxygène présent initialement dans l'air.

4. CONCLUSIONS ET PERSPECTIVES

Ce projet de P6 est le résultat de trois années consécutives durant lesquelles différents groupes se sont succédé. Les deux premières étant consacrées à la théorie, nous avons pu finalement débiter l'assemblage du banc en ce début de semestre. Malgré quelques difficultés en début de projet avec le devis, les résultats se sont vite avérés concluants.

En effet, la réaction d'hydrolyse de l'eau a pu être observée dès le premier essai. Cependant la circulation de l'hydrogène au sein du banc n'était pas aussi efficace que nous l'attendions. Nous n'avons malheureusement pas pu régler ce problème par manque de temps. Malgré ces quelques désagréments, ce projet a été très apprécié au sein du groupe.

L'aspect mise en pratique de celui-ci, ainsi que sa continuité au fur et à mesure des années, en fait un projet très passionnant. Enfin la place de l'hydrogène au sein de ce travail de groupe est très intéressante. En effet, cet élément tend à prendre une place importante dans la question de l'énergie de demain. Ce projet pourrait éveiller de nouvelles perspectives et intérêts sur le sujet de la maîtrise de l'énergie du futur.

Ce projet nous a permis de travailler en groupe sur la réalisation d'un prototype de banc à hydrogène. Ce qui nous a permis de découvrir les étapes fondamentales de réalisation d'un tel projet : devis , financement, mise en application et expérimentation.

Nous espérons réellement que ce projet sera repris l'année prochaine, et sera amélioré pour obtenir un banc plus durable, plus sécurisé et performant, capable de créer une flamme d'hydrogène. Et nous serons ravis d'être informés des progrès réalisés.

5. BIBLIOGRAPHIE

Techniques De l'Ingénieur :

[1] Bernard TRÉMILLON, Gérard DURAND, "Électrochimie. Fonctionnement des cellules d'électrolyse", Techniques De l'Ingénieur, 10 septembre 2001, ref : J1608 V1.

[2] Moussa DICKO, Farida DARKRIM-LAMARI, Pierre MALBRUNOT, "Combustible hydrogène - Production", Techniques De l'Ingénieur, 10 octobre 2013, ref : BE8565 V2.

[3] Alain DAMIEN, "Hydrogène par électrolyse de l'eau", Techniques De l'Ingénieur, 10 décembre 1992, ref : J6366 V1.

[4] Karine SURLA, "Hydrogène ", Techniques De l'Ingénieur, 10 mai 2019, ref : J6368 V2.

Exemples d'expérimentations :

[5] lien internet : <https://www.youtube.com/watch?v=Uz0REdjpJtI> (valide à la date du 08/06/2022)

[Électrolyse de l'eau - Produire de l'hydrogène ! - YouTube](#)

[6] lien internet : https://www.youtube.com/watch?v=gZJEDe_HUcw (valide à la date du 08/06/2022)

[Water Electrolysis Kit\(hydrogen and oxygen separated\) - YouTube](#)

[7] lien internet : <https://www.youtube.com/watch?v=d85OX6yEwE0> (valide à la date du 08/06/2022)

[DIY Hydrogen/Oxygen Generators From Grocery Store Items \(HHO Fuel Cells & Split Cell Electrolysis\)](#)

[8] lien internet : https://www.youtube.com/watch?v=7M4yqcO_pPo (valide à la date du 08/06/2022)

[DIY Oxy Hydrogen Torch Using Water Electrolysis](#)

6. ANNEXES

6.1. Documentation technique

Devis effectué et liste des pièces empruntées :

Matériel	Quantité	Prix à l'unité (TTC)	Total en euros	Trouvé	Par qui ?
Chariot	1	64,90 €	64,90 €	oui	Raphael Delamare
Aquarium	1	35,95 €	35,95 €	non	
Générateur (besoin ampérage élevé)	1	89,99 €	89,99 €	oui	Pascal Williams
Entonnoirs (lot de différents diamètres)	2	10,45 €	20,90 €	oui	Raphael Delamare
Bras flexible avec 2 pinces de chaque	4	16 €	64 €	oui	Raphael Delamare
Electrodes (100x30x1mm) lot 5 pièces	20 électrodes, 4 lots	8,17 €	32,68 €	non	
Embout bruleur (embout tuyère découpe plasma)	1 (mais vendu par lot de 10)	-	26,68 €	oui	Raphael Delamare
Câbles électriques (environ 2V) Longueur 1m	2 (1 rouge - 1 noir)	3,47 €	6,94 €	oui	Pascal Williams
Pinces crocodiles Adaptables sur les câbles	2 (1 rouge - 1 noir)	4,20 €	8,40 €	oui	Pascal Williams
Tube de cuivre (raccord entonnoir - brûleur) 2m diamètre 14x16mm	1	11,50 €	11,50 €	oui	Raphael Delamare

Electrolyte NaOH					
Hydroxyde de sodium	2	16,61 €	33,22 €	oui	Isabelle Delaroché
Résine anaérobie pour l'étanchéité des raccords métalliques filetés (étanchéité au niveau du bruleur)	1	43,74 €	43,74 €	non	
Rubans adhésifs isolants (vendu en lot)	1	3.90 €	3.90 €	non	
Plaque Plexiglas 4mm, format A4 (isoler les électrodes)	1	3,56 €	3,56 €	oui	Raphael Delamare
Pistolet à colle avec bâtons de colle	1	19,90 €	19,90 €	non	
Cylindre du réfrigérant	1	-	-	non	
Mousse pour faire l'anti retour de flamme	1	4,75 €	4,75 €	non	
Fil conducteur pour relier les électrodes à la pince crocodile	1	14,75 €	14,75 €	non	
Eau distillée (20 L)	1	-	-	non	
Total			481,86 €		

6.2. Illustrations du banc et des manipulations

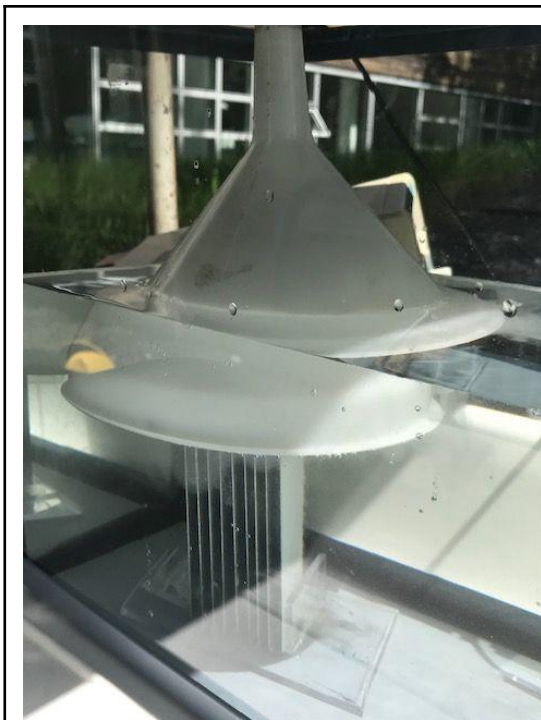




Electrolyseur : électrodes sur leurs supports, entonnoir de récupération du dihydrogène, et électrolyte.



Installation de l'électrolyseur avec l'alimentation.



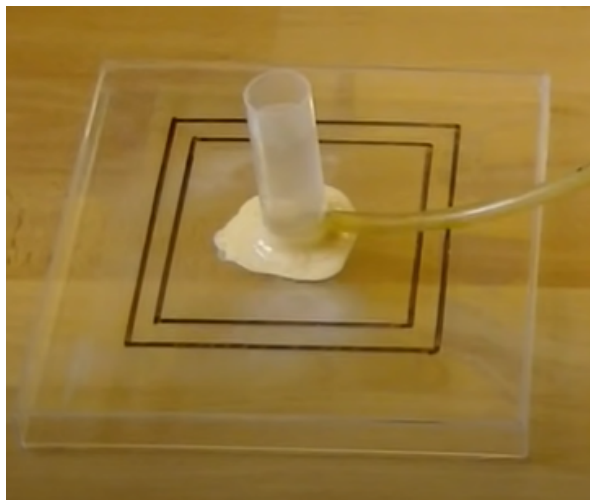
Effusion et récupération des gazs.



Effusion sans récupération.



Etat de surface des électrodes après électrolyse



Exemple de bulleur anti-retour de flammes

