

**République Algérienne Démocratique et Populaire**  
**Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique**  
**Université Mohamed Boudiaf - M'Sila**

FACULTE SCIENCES

DEPARTEMENT DE CHIMIE

N° :



DOMAINE : Sciences des matériaux

FILIERE : Chimie

OPTION : Chimie environnementale

Mémoire présenté pour l'obtention  
du diplôme de Master Académique

Par : Asmaa Djenaoui

Intitulé

Optimisation de la production d'hydrogène par le procédé  
d'électrolyse de l'eau de mer

Soutenu devant le jury composé de :

<b>Dr. Reffas Abdelbaki</b>	Université Med BOUDIAF- M'SILA	Président
<b>Dr. Khalida Bekrentchir</b>	Université Med BOUDIAF- M'SILA	Rapporteur
<b>Dr. Raghdi Amina</b>	Université Med BOUDIAF- M'SILA	Examineur

**Année universitaire : 2024/2025**

## *REMERCIEMENTS*

*Je remercie Dieu qui m'a guidé dans la bonne voie de la science et de la Connaissance*

*Je tiens à exprimer ma profonde gratitude à toutes les personnes qui ont contribué, de près ou de loin, à la réalisation de ce modeste travail.*

*Tout d'abord, je remercie chaleureusement mon encadrant, Dr. Khalida Bekrentchir pour ses conseils avisés, sa disponibilité et son soutien constant tout au long de ce travail. Ses orientations précieuses et ses remarques pertinentes ont été d'une grande aide pour mener à bien cette étude.*

*Je tiens à remercier sincèrement les membres du jury, pour leur temps, leurs suggestions constructives et leur bienveillance. Leur expertise a été d'une grande valeur pour la finalisation de ce mémoire.*

# *Dédicace*

*Au nom du dieu clément et miséricordieux  
Je dédie ce mémoire à :*

*Avec tout mon amour, j'offre le fruit de mon succès à celui qui a embelli mon nom des plus beaux titres, qui m'a soutenu sans limites et m'a donné sans contrepartie, à celui qui m'a appris que la vie est une lutte et que ses armes sont la science et la connaissance. Mon premier soutien dans mon parcours, mon pilier, ma force et mon refuge après Dieu, ma fierté et mon honneur.*

*(Mon père)*

*À celle pour qui Dieu a mis le paradis sous ses pieds, qui m'a accueilli dans son coeur avant sa main et qui a facilité les épreuves par ses prières, à ce coeur tendre, à la bougie qui a éclairé mes nuits sombres, la source de ma force et de mon succès, mon paradis.*

*(Ma mère)*

*À ceux qui m'ont soutenu avec amour dans mes moments de faiblesse, qui ont écarté les obstacles de mon chemin, qui ont semé en moi la confiance et la détermination, à mon pilier solide.*

*(Mes frères)*

*Pour son soutien moral et leurs conseils précieux.*

*(Mes grands-parents défunt) et (Mes grands-mères, que Dieu les protège)*

*A toute ma famille*

*(Djenaoui, Riani, Derghal)*

*A tous ceux qui me sont chers proches de mon cœur et à tous ceux qui m'aiment et qui partagent ma joie .*

*♡ Asmaa♡*

**Résumé :** Ce mémoire de fin d'études s'inscrit dans une démarche de valorisation des procédés électrochimiques appliqués à la production d'hydrogène à partir de l'eau de mer, une ressource abondante mais complexe sur le plan physico-chimique. L'objectif principal est d'identifier les conditions opératoires optimales permettant d'améliorer le rendement de l'électrolyse, tout en réduisant la consommation énergétique et les effets indésirables liés à la salinité.

L'étude a porté sur trois paramètres fondamentaux : la densité de courant, la conductivité de la solution et le pH du milieu. Neuf essais expérimentaux ont été menés à l'aide d'un dispositif d'électrolyse en courant continu, permettant d'évaluer l'effet de chaque facteur sur la quantité d'hydrogène produite, la stabilité des électrodes et la consommation d'énergie spécifique. Les résultats ont mis en évidence que des conditions proches du pH naturel ( $\approx 8,45$ ), une conductivité de 45,3 mS/cm et une densité de courant modérée de 0,25 A/cm<sup>2</sup> offrent un bon compromis entre efficacité, sécurité et durabilité. L'association d'un anode en graphite et d'un cathode en acier s'est révélée pertinente.

Cette étude constitue une base prometteuse pour l'amélioration du procédé et son intégration future dans des systèmes de production d'hydrogène vert, en cohérence avec les principes de l'économie circulaire.

**Mots-clés :** Électrolyse de l'eau de mer, production d'hydrogène, optimisation expérimentale, densité de courant, la conductivité de la solution et le pH du milieu.

**المخلص :** يندرج هذا البحث ضمن جهود تطوير تقنيات المعالجة الكهروكيميائية لإنتاج الهيدروجين من مياه البحر، باعتبارها مورداً متوفراً وواعداً، رغم تعقيداتها الكيميائية والفيزيائية. يتمثل الهدف الأساسي في تحديد شروط التشغيل المثلى لتحسين مردودية عملية التحليل الكهربائي، مع تقليل استهلاك الطاقة والآثار السلبية الناتجة عن ملوحة المياه. تم التركيز في هذه الدراسة على ثلاثة متغيرات رئيسية: كثافة التيار، الموصلية الكهربائية، ودرجة الحموضة (pH). وقد تم تنفيذ تسع تجارب مخبرية باستعمال تيار مستمر، لدراسة تأثير كل عامل على كمية الهيدروجين المنتجة، وثبات الأقطاب، واستهلاك الطاقة النوعي. أظهرت النتائج أن أفضل أداء تحقق عند درجة حموضة طبيعية تقارب 8,45، وموصلية تبلغ 45.3 ملي سيمنز/سم، وكثافة تيار تساوي 0.25 أمبير/سم<sup>2</sup>. كما أظهرت تجربة استعمال أنود من الغرافيت وكاثود من الفولاذ فعاليتها من حيث الكفاءة وطول عمر النظام.

تُعد هذه النتائج خطوة أولية مشجعة نحو تحسين أداء العملية وإدماجها في نظم إنتاج الهيدروجين الأخضر ضمن إطار الاقتصاد الدائري.

**الكلمات المفتاحية:** التحليل الكهربائي لمياه البحر، إنتاج الهيدروجين، التحسين التجريبي، كثافة التيار، موصلية المحلول، درجة الحموضة (pH) للوسط.

# Table des matières

Remerciements

Dédicaces

Résumé

Table des matières

Liste des figures

Liste des tableaux

Introduction générale..... 1

## Chapitre I : Fondements théoriques de l'électrolyse de l'eau de mer

I.1	Contexte et enjeux énergétiques	03
I.2	Principes électrochimiques de l'électrolyse	03
I.3	Réactions anodiques et cathodiques	04
I.4	Les différentes technologies d'électrolyseurs [8]	05
I.4.1	Electrolyseurs alcalins	05
I.4.1.1	Principe	05
I.4.1.2	Les matériaux	06
I.4.1.3	Caractéristiques de fonctionnement	06
I.4.2	Electrolyseurs PEM	07
I.4.2.1	Principe	07
I.4.2.2	Les matériaux	08
I.4.2.3	Caractéristiques de fonctionnement	09
I.4.3	Electrolyseurs à haute température	10
I.4.3.1	Principe	10
I.4.3.2	Les matériaux	11
I.4.3.3	Caractéristiques de fonctionnement	11
I.5	Aspects thermodynamiques de l'électrolyse de l'eau	12
I.5.1	Réaction globale et énergie requise	12
I.5.2	Tensions caractéristiques	14
I.5.2.1	Tension minimale théorique : Tension réversible	14
I.5.2.2	Tension pratique minimale : Tension thermoneutre	15
I.6	Cinétique de l'électrolyse de l'eau	17
I.6.1	Tension appliquée et pertes irréversibles	17
I.6.2	Types de résistances dans une cellule	18
I.6.3	Loi de Faraday	18
I.6.4	Rendement de l'électrolyse	18
I.6.4.1	Rendement énergétique	18
I.6.4.2	Rendement faradique	19

## Chapitre II : Étude expérimentale de l'optimisation de l'électrolyse de l'eau de mer

II.1	Spécificités de l'électrolyse de l'eau de mer	20
II.1.1	Composition chimique de l'eau de mer	20
II.1.2	Propriétés physico-chimiques de l'eau de mer	21
I.7.2.1	Alcalinité	21

	I.7.2.2	Conductivité	21
	I.7.2.3	pH	22
	I.7.2.4	Viscosité	21
	I.7.2.5	Densité	22
	I.7.2.6	Turbidité	22
	I.7.2.7	Masse volumique	23
II.1.3		Impact de la composition chimique de l'eau de mer sur l'électrolyse	22
	I.7.3.1	Oxydation préférentielle des chlorures ( $\text{Cl}^-$ )	23
	I.7.3.2	Formation de dépôts minéraux ( $\text{Mg}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ )	23
	I.7.3.3	Compétition ionique et surtensions énergétiques	24
	I.7.3.4	Effets de la salinité élevée	24
II.7.4		Enjeux environnementaux et défis technologiques	24
	I.7.4.1	Durabilité et impact écologique du procédé	24
	I.7.4.2	Gestion des sous-produits et corrosion des électrodes	25
	I.7.4.3	Évolution des réglementations et normes associées	25
II.2		Mesure des propriétés de l'eau de mer	25
II.3		Matériels et méthodes expérimentales	26
	II.3.1	Dispositif expérimental	26
	II.3.2	Méthodologie expérimentale	27
	II.3.3	Solutions électrolytiques	30
II.4		Analyses	30
	II.4.1	Mesure du pH et de la conductivité	30
	II.4.2	Mesure du volume d'hydrogène produit	31
II.5		Analyse quantitative et énergétique de la production d'hydrogène	32
	II.5.1	Estimation expérimentale du volume d'hydrogène	33
	II.5.2	Estimation théorique du volume d'hydrogène (loi de Faraday)	34
	II.5.3	Calcul du rendement global de production	35
	II.5.4	Évaluation de la consommation énergétique spécifique	35

### **Chapitre III : Résultats et discussions**

III.1		Évolution des paramètres électrochimiques	37
	III.1.1	Evolution du volume de gaz produit au cours de l'électrolyse	37
	III.1.2	Évolution de l'intensité de courant au cours de l'électrolyse	38
III.2		Influence des paramètres de fonctionnement sur la production d'hydrogène	39
	III.2.1	Influence de la densité de courant	39
	III.2.1.1	Influence de la densité de courant sur le volume de gaz produit	40
	III.2.1.2	Effet de la densité de courant sur le débit volumique moyen d'hydrogène	40
	III.2.1.3	Rendement global et consommation énergétique spécifique en fonction de la densité de courant	41
	III.2.1.4	Dégradation anodique : perte de masse de l'anode	42
	III.2.1.5	Échauffement de la solution électrolytique	44
	III.2.1.6	Choix de la densité de courant optimale	44
III.2.2		Effet de la conductivité de la solution électrolyte sur la production d'hydrogène	45
	III.2.2.1	Débit volumique moyen d'hydrogène	45
	III.2.2.2	Rendement global de production d'hydrogène et consommation énergétique spécifique	46

	III.2.2.3	Choix de la conductivité électrique optimale de la solution électrolyte	47
III.2.3		Effet du pH initial de la solution électrolyte sur la production d'hydrogène	47
	III.2.3.1	Débit volumique moyen d'hydrogène	47
	III.2.3.2	Rendement global de production d'hydrogène et consommation énergétique spécifique	48
	III.2.3.3	Choix du pH optimal	49
III.2.4		Effet du type de matériau des électrodes sur la production d'hydrogène	49
	III.2.4.1	Débit volumique moyen d'hydrogène	50
	III.2.4.2	Rendement global de production d'hydrogène et consommation énergétique spécifique	51
	III.2.4.3	Choix du matériau d'électrode	51
<b>Conclusion générale</b>			<b>53</b>

**BMC (Business Model Canvas)**

**Annexe**

**Bibliographie**

## Liste des figures

<b>Figure I.1:</b>	Cellule d'électrolyse de l'eau [7].	04
<b>Figure I.2:</b>	Principe de l'électrolyse alcaline [9].	05
<b>Figure I.3:</b>	Principe schématique de l'électrolyse PEM.	08
<b>Figure I.4:</b>	Evolution du rendement en fonction de la température d'un électrolyseur PEM [9].	09
<b>Figure I.5:</b>	Principe de l'électrolyse à haute température selon le type d'électrolyte [9].	10
<b>Figure I.6:</b>	Demande énergétique pour l'électrolyse [12].	13
<b>Figure I.7:</b>	Influence de la pression sur les caractéristiques de fonctionnement de l'électrolyseur [14].	15
<b>Figure I.8:</b>	Tension théorique de la cellule [12].	16
<b>Figure I.9:</b>	Exemple de décomposition d'une courbe caractéristique tension-densité de courant pour une cellule d'électrolyse de l'eau [14].	17
<b>Figure II.1 :</b>	Photo des électrodes.	26
<b>Figure II.2 :</b>	Montage des électrodes et de la tige de guidage dans le bouchon.	27
<b>Figure II.3 :</b>	Photo du montage expérimental.	29
<b>Figure II.4 :</b>	Microprocesseur pH Mètre "Hanna pH 210".	31
<b>Figure II.5 :</b>	Conductimètre "Hanna, EC214 ".	32
<b>Figure II.6 :</b>	Schéma du montage de collecte de l'hydrogène par déplacement d'eau	32
<b>Figure III.1 :</b>	Évolution du volume de gaz produit au cours de l'électrolyse (pH=8,45, $\sigma = 58,7$ mS/cm et $J = 0,23$ A/cm <sup>2</sup> ).	38
<b>Figure III.2 :</b>	Évolution de l'intensité de courant au cours de l'électrolyse (pH = 8,45 ; $\sigma = 58,7$ mS/cm ; $J = 0,23$ A/cm <sup>2</sup> ).	39
<b>Figure III.3 :</b>	Évolution du volume de gaz produit au cours de l'électrolyse ( $\sigma = 58,7$ mS/cm, pH = 8,45)	40
<b>Figure III.4 :</b>	Débit volumique moyen d'hydrogène en fonction de la densité de courant ( $\sigma = 58,7$ mS/cm, pH = 8,45).	41
<b>Figure III.5 :</b>	Rendement global de production d'hydrogène et consommation énergétique spécifique en fonction de la densité de courant ( $\sigma = 58,7$ mS/cm, pH = 8,45).	42
<b>Figure III.6 :</b>	Aspect de l'anode avant et après électrolyse (pH = 8,45 ; $\sigma = 58,7$ mS/cm ; $J = 0,23$ A/cm <sup>2</sup> ).	43
<b>Figure III.7 :</b>	Coloration de la solution électrolytique au cours de l'électrolyse (pH = 8,45 ; $\sigma = 58,7$ mS/cm ; $J = 0,23$ A/cm <sup>2</sup> ).	43

<b>Figure III.8 :</b>	Débit volumique moyen d'hydrogène en fonction de la conductivité électrique ( $J = 0,23 \text{ A/cm}^2$ , $\text{pH} = 8,45$ ).	45
<b>Figure III.9 :</b>	Rendement global de production d'hydrogène et consommation énergétique spécifique en fonction de la conductivité électrique ( $J = 0,23 \text{ A/cm}^2$ , $\text{pH} = 8,45$ ).	46
<b>Figure III.10 :</b>	Débit volumique moyen d'hydrogène en fonction du pH initial de l'électrolyte ( $J = 0,25 \text{ A/cm}^2$ , $\sigma = 58,7 \text{ mS/cm}$ ).	48
<b>Figure III.11 :</b>	Rendement global de production d'hydrogène et consommation énergétique spécifique en fonction du pH initial de l'électrolyte ( $J = 0,25 \text{ A/cm}^2$ , $\sigma = 58,7 \text{ mS/cm}$ ).	49
<b>Figure III.12 :</b>	Évolution du débit volumique moyen d'hydrogène en fonction du type de matériau d'électrode ( $\text{pH} = 8,45$ ; $\sigma = 58,7 \text{ mS/cm}$ ; $J = 0,23 \text{ A/cm}^2$ ).	50
<b>Figure III.13 :</b>	Variation du rendement global de production d'hydrogène d'hydrogène et de consommation énergétique spécifique selon le type d'électrode utilisé ( $\text{pH} = 8,45$ ; $\sigma = 58,7 \text{ mS/cm}$ ; $J = 0,23 \text{ A/cm}^2$ ).	52

## Liste des tableaux

<b>Tableau I.1:</b>	Les avantages et les inconvénients des différentes technologies d'électrolyse de l'eau [10].	11
<b>Tableau II.1:</b>	Composition ionique moyenne de l'eau de mer [17]	20
<b>Tableau II.2 :</b>	Conditions expérimentales des essais d'électrolyse.	29
<b>Tableau III.1 :</b>	Évolution de la masse de l'anode.	43
<b>Tableau III.2 :</b>	Évolution de la température de la solution électrolytique	44

# **Introduction générale**

La transition énergétique vers des sources durables constitue aujourd'hui un enjeu stratégique mondial. Face à l'épuisement progressif des ressources fossiles et à l'accroissement des pressions environnementales, le développement d'alternatives propres et renouvelables devient une nécessité. L'hydrogène se distingue dans ce contexte comme un vecteur énergétique prometteur : sa combustion ne produit que de la vapeur d'eau, sans émission de gaz à effet de serre, ce qui en fait une solution attractive pour décarboner divers secteurs industriels et énergétiques.

Parmi les différentes méthodes de production d'hydrogène, l'électrolyse de l'eau représente une voie technologique avantageuse, car elle permet une séparation propre et directe de l'eau en hydrogène et en oxygène par application d'un courant électrique. Toutefois, l'utilisation de l'eau douce dans ce procédé constitue une limite importante dans de nombreuses régions touchées par le stress hydrique. L'eau de mer, ressource abondante et accessible, apparaît alors comme une alternative pertinente. Néanmoins, sa complexité physico-chimique — notamment la salinité, le pH, la présence de chlorures et d'autres impuretés — engendre des défis techniques majeurs, affectant la stabilité des électrodes, l'efficacité de la réaction et la durabilité du système.

Ce travail de recherche s'inscrit dans cette problématique. Il vise à étudier les effets de plusieurs paramètres opératoires sur le rendement de l'électrolyse de l'eau de mer. En particulier, l'influence du pH, de la conductivité et de la densité de courant est analysée de manière expérimentale afin d'identifier les conditions les plus favorables à la production d'hydrogène. L'étude s'appuie sur des mesures directes du volume de gaz produit, de la consommation énergétique spécifique et de la masse d'électrode consommée.

La structure de ce mémoire est organisée comme suit :

- Chapitre I : Présentation des fondements théoriques de l'électrolyse de l'eau, des différentes technologies d'électrolyseurs, et des particularités physico-chimiques de l'eau de mer en tant qu'électrolyte.
- Chapitre II : Description détaillée du protocole expérimental adopté, des matériaux utilisés, et des méthodes de caractérisation des solutions testées.
- Chapitre III : Analyse des résultats obtenus, mise en évidence de l'effet de chaque paramètre sur les performances du procédé, et discussion des phénomènes observés.

- Conclusion générale : Synthèse des apports de l'étude et perspectives de recherche futures dans le cadre de la valorisation de l'eau de mer pour la production d'hydrogène.

**Chapitre I**

**Fondements théoriques de  
l'électrolyse de l'eau de mer**

## I.1 Contexte et enjeux énergétiques

Face à l'urgence climatique et à l'épuisement progressif des énergies fossiles, l'hydrogène s'impose comme un vecteur énergétique stratégique dans le cadre de la transition vers des systèmes énergétiques durables. Élément le plus abondant de l'univers, il présente l'avantage d'être propre à l'utilisation, notamment lorsqu'il est produit à partir de ressources renouvelables via électrolyse [1]. L'hydrogène vert, obtenu par électrolyse de l'eau à l'aide d'électricité renouvelable, attire aujourd'hui une attention particulière en raison de son potentiel à décarbonner des secteurs tels que l'industrie, les transports ou encore la production d'électricité [2].

Cependant, la méthode traditionnelle d'électrolyse repose sur l'eau douce, une ressource de plus en plus rare et inégalement répartie à l'échelle mondiale. Dans ce contexte, l'eau de mer, représentant plus de 96 % des ressources hydriques planétaires, constitue une alternative abondante, disponible et économiquement attractive [3]. Son exploitation pour la production d'hydrogène soulève néanmoins des défis techniques majeurs liés à sa composition complexe : salinité élevée, présence d'ions chlorure, formation de sous-produits nocifs tels que le chlore gazeux, et problèmes de corrosion accélérée des électrodes [4].

Ce chapitre vise à établir les fondements théoriques de l'électrolyse de l'eau de mer. Il présentera les principes électrochimiques clés, les types d'électrolyseurs (alcalins, PEM, SOEC) et les paramètres influençant la réaction. Il analysera également les matériaux et catalyseurs utilisés pour optimiser le procédé tout en limitant les effets de la corrosion. Enfin, il examinera les spécificités de l'électrolyse de l'eau de mer, ses impacts environnementaux, les enjeux technologiques, ainsi que le cadre réglementaire actuel.

## I.2 Principes électrochimiques de l'électrolyse

L'électrolyse est un procédé électrochimique permettant de déclencher des réactions chimiques non spontanées grâce à l'apport d'un courant électrique. Appliquée à l'eau, cette technologie permet de décomposer la molécule d'eau ( $H_2O$ ) en ses deux composants gazeux : le dihydrogène ( $H_2$ ) et le dioxygène ( $O_2$ ). Cette réaction de dissociation est connue depuis le début du XIXe siècle. En effet, la première électrolyse documentée de l'eau a été réalisée le 2 mai 1800 par William Nicholson et Sir Anthony Carlisle [5]. Ces deux chercheurs, en immergeant deux électrodes reliées à une source électrique dans de l'eau, ont observé la formation de bulles gazeuses sur chaque électrode : du dihydrogène à la cathode et du dioxygène

à l'anode. Toutefois, certaines sources historiques suggèrent que l'électrolyse de l'eau aurait pu être observée dès 1789 [6]. Le système électrolytique repose sur trois composants essentiels :

1. **L'électrolyte**, qui assure la conduction des ions entre les deux électrodes. Dans l'électrolyse de l'eau, il s'agit généralement d'une solution contenant des ions pour faciliter la conduction électrique [7].
2. **Les électrodes**, qui permettent les réactions d'oxydation et de réduction. Les matériaux utilisés pour les électrodes influencent fortement l'efficacité du processus, en particulier dans des environnements complexes comme l'eau de mer [8].
3. **Une source de courant électrique**, qui fournit l'énergie nécessaire à la séparation des liaisons chimiques de la molécule d'eau [1].

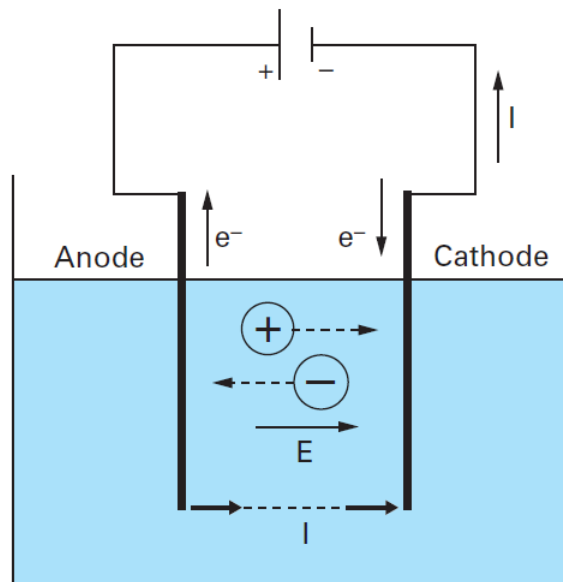


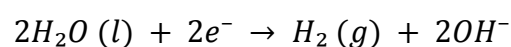
Figure I.1 : Cellule d'électrolyse de l'eau [7].

### I.3 Réactions anodiques et cathodiques

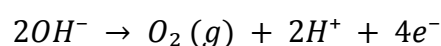
Le processus d'électrolyse de l'eau repose sur la dissociation de la molécule d'eau en ses constituants élémentaires : le dihydrogène ( $H_2$ ) et le dioxygène ( $O_2$ ). Cette transformation s'effectue via deux demi-réactions complémentaires, se déroulant respectivement à la cathode et à l'anode. Les réactions évoluent légèrement en fonction de la nature de l'électrolyte.

▪ **En milieu basique on distingue :**

À la cathode, se produit la réaction de réduction suivante :

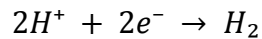


À l'anode, la réaction d'oxydation est donnée par :

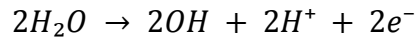


▪ **En milieu acide on distingue :**

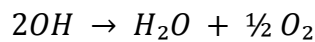
À la cathode, se produit la réaction de réduction suivante :



À l'anode, la réaction d'oxydation est donnée par :



Puis :

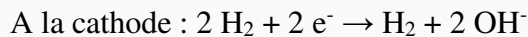
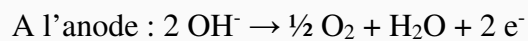


## I.4 Les différentes technologies d'électrolyseurs [8]

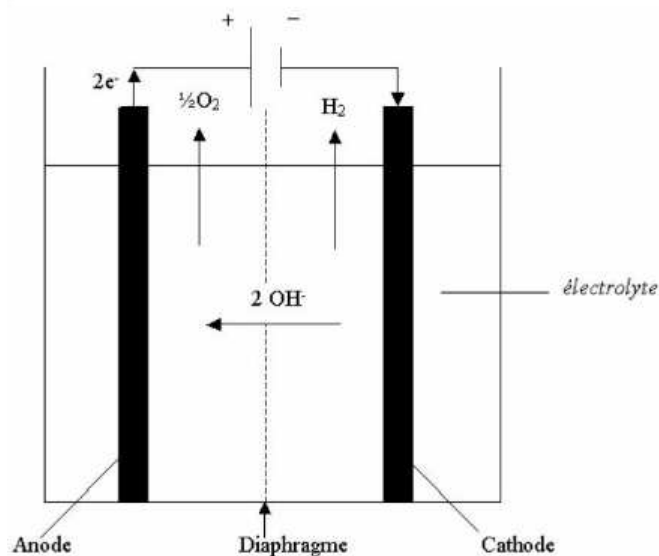
### I.4.1 Electrolyseurs alcalins

#### I.4.1.1 Principe

L'électrolyse alcaline est la technologie la plus répandue pour la production d'hydrogène électrolytique mais également pour la production de nombreux composés chimiques dont le chlore. Elle bénéficie ainsi d'une très grande maturité industrielle. Dans un électrolyseur à technologie alcaline, l'électrolyte est une solution aqueuse d'hydroxyde de potassium (KOH). La conduction ionique est alors assurée par les ions hydroxyde ( $OH^-$ ) et potassium ( $K^+$ ). Les réactions anodiques et cathodiques sont décrites ci-dessous :



La figure ci-après illustre de manière schématique l'électrolyse alcaline.



**Figure I.2 :** Principe de l'électrolyse alcaline [9].

### I.4.1.2 Les matériaux

L'**anode** est généralement en nickel ou en acier doux. Un dépôt surfacique catalytique est utilisé pour réduire les surtensions cathodiques. Il est constitué d'alliages de Nickel (Nickel-Soufre, Nickel de Raney, Nickel-Zinc) ou d'oxydes métalliques (alliages de Fer, Cobalt et Tungstène). En 2002, de nombreuses recherches ont encore lieu pour développer de nouveaux alliages de Nickel. Les alliages associés aux métaux de transition tels que : Al, Zn, Fe, Co, Cr et Mo sont présentés comme les plus prometteurs.

La **cathode** est en acier nickelé ou en nickel massif. Le dépôt catalytique est un alliage Ni-Co avec une structure spinelle. Le diaphragme apparaît comme un élément clé des électrolyseurs alcalins au même titre que les électrodes. Jusqu'au milieu des années 90, le matériau le plus utilisé pour constituer le diaphragme est l'amiante. Les problèmes de santé relatifs à l'amiante ont conduit au développement de matériaux de substitution. La Zirconie était proposée mais non compatible avec une utilisation industrielle en raison de son coût élevé. Aujourd'hui, le matériau de base des diaphragmes semble être le nickel, sous formes d'oxydes. On peut également noter l'emploi de membranes alcalines telles que IMET® (Inorganic Membrane Electrolysis Technology) proposées par "Hydrogen Systems". La pression d'utilisation de tels systèmes est de 4 à 30 bar pour une consommation spécifique de 4,2 kWh/Nm<sup>3</sup>. Les débits d'hydrogène sont dans la gamme 1 à 60 Nm<sup>3</sup>/h.

L'**électrolyte** est généralement constitué d'une solution aqueuse d'hydroxyde de potassium (KOH). Sa concentration massique est déterminée afin que l'électrolyte présente une conductivité maximale à la température de fonctionnement de l'électrolyseur. On peut ainsi noter les concentrations typiques suivantes :

- 25% en masse pour une température de 80 à 90°C ;
- 30-35% à 120°C ;
- 40% à 160°C.

Les solutions de potasse sont préférées aux solutions de soude car elles présentent une meilleure conductivité à une température donnée. L'électrolyte doit présenter des concentrations en chlorures et en sulfates inférieures à 0,01 % en masse car ces composés détruisent la protection par nickelage ou le Nickel massif des anodes.

### I.4.1.3 Caractéristiques de fonctionnement

Actuellement, les électrolyseurs à technologie alcaline commercialement disponibles ont des températures de fonctionnement comprises entre 80 et 90 °C. Pour des températures de fonctionnement supérieures, on parle d'électrolyse alcaline dite avancée. Dans les années 90,

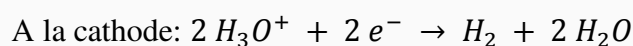
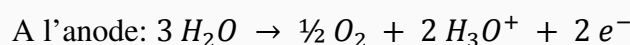
la technologie alcaline dite avancée avait une température de fonctionnement d'au plus 180°C. Au-delà, la tenue mécanique et chimique des matériaux n'est pas suffisante. Il faut également noter que de tels niveaux de températures en technologie alcaline avancée nécessitent un fonctionnement sous pression. Cette technologie n'a véritablement pas pu être développée commercialement notamment à cause de la mauvaise tenue des matériaux à ce niveau de température.

La pression de fonctionnement de la plupart des électrolyseurs industriels à technologie alcaline s'échelonne de 1 jusqu'à environ 30 bar (absolus). Une unité de compression est ainsi nécessaire en sortie d'électrolyseur si l'on veut stocker l'hydrogène produit à plus haute pression. Un fonctionnement à une pression plus élevée permettrait de s'affranchir de cet organe de compression. Des recherches sont actuellement en cours pour optimiser la filière de production d'hydrogène électrolytique (optimisation des électrolyseurs notamment en technologie alcaline ; adaptation des auxiliaires à la technologie ; stockage à haute pression de l'hydrogène produit ; stockage de l'oxygène produit). Le développement d'électrolyseurs à technologie alcaline fonctionnant sous pression (30 bar) est actuellement mené par MTU Friedrichshafe GmbH. Cette étude devra conduire d'ici septembre 2006 à un prototype d'une puissance de l'ordre du MW et avec un objectif de prix inférieur à 500 €/kW installé. Finalement, les électrolyseurs à technologie alcaline présentent une gamme de puissance allant du kW au MW. Les températures de fonctionnement sont généralement incluses dans l'intervalle 80- 90°C pour des pressions inférieures à 30 bar. Les rendements énergétiques de tels électrolyseurs sont de l'ordre de 75 à 90 %, pour une durée de vie supérieure à 80 000 heures de fonctionnement, pouvant même aller jusqu'à 160 000 heures (soit environ 18 ans).

## I.4.2 Electrolyseurs PEM

### I.4.2.1 Principe

Le principe de fonctionnement d'un électrolyseur PEM (Proton Exchange Membrane) est fondé sur le même concept qu'une pile à combustible PEM. La principale caractéristique de l'électrolyseur PEM est son électrolyte solide, constitué d'une membrane polymère. Il assure ainsi la conduction des ions hydronium ( $H_3O^+$ ) produits à l'anode et permet la séparation des gaz produits ( $H_2$  et  $O_2$ ), selon les réactions ci-dessous :



Le principe de l'électrolyse PEM est décrit schématiquement par la figure ci-après.

Les performances de l'électrolyseur PEM dépendent essentiellement des caractéristiques de la membrane et des catalyseurs utilisés. Ces deux composants constituent encore aujourd'hui les principaux verrous technologiques de l'électrolyse PEM.

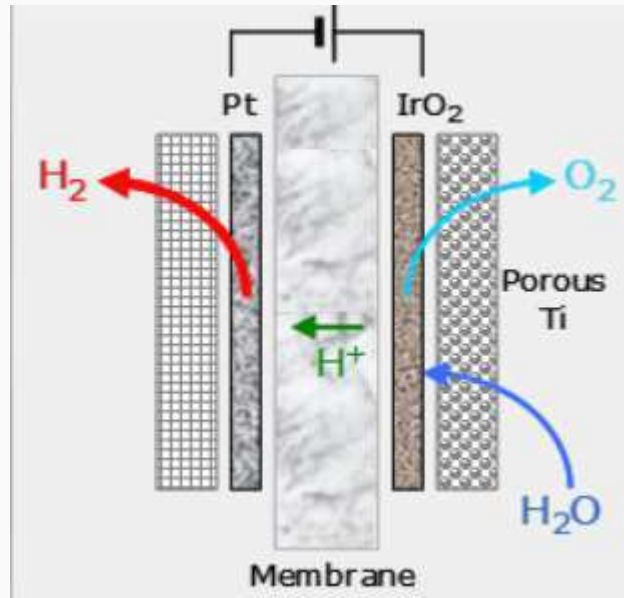


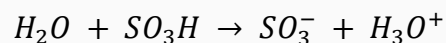
Figure I.3 : Principe schématique de l'électrolyse PEM.

#### I.4.2.2 Les matériaux

L'**anode** est constituée d'un composite graphite-PTFE collé à un treillis métallique en laiton, le collecteur de courant étant composé pour sa part de titane. Le catalyseur est constitué d'oxydes de métaux nobles à base de ruthénium (Ru) et d'iridium (Ir).

La **cathode** est constituée de graphite poreux avec un dépôt catalytique de platine ou d'oxyde métallique. Mais le coût du platine étant élevé, les recherches actuelles visent à remplacer ce catalyseur.

L'**électrolyte** de l'électrolyseur PEM joue à la fois le rôle de conducteur protonique et de diaphragme. Il est constitué d'une membrane composée de fluoropolymère solide comprenant des groupements acides sulfoniques ( $\text{SO}_3\text{H}$ ). Ces groupes se transforment aisément en leur base conjuguée, selon la réaction suivante, sous l'action d'un champ électrique :



La membrane joue donc le rôle d'un conducteur protonique puisque la migration des ions  $\text{H}^+$  est assurée par la transformation des groupements sulfoniques en ions  $\text{SO}_3^-$ . Elle nécessite d'être constamment humidifiée sous peine de voir sa conductivité diminuer.

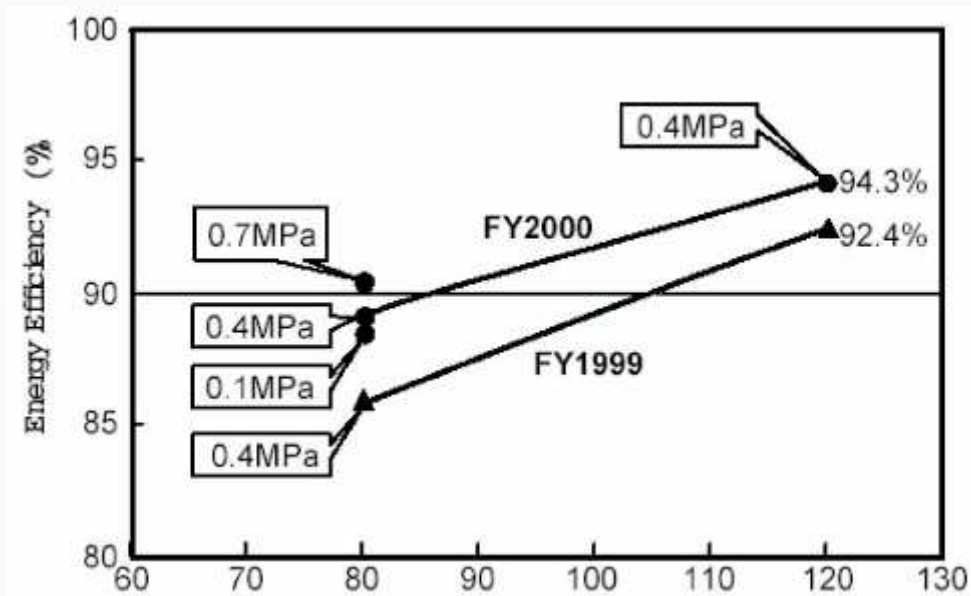
Actuellement, la membrane la plus utilisée est la membrane dite nafion commercialisée par Dupont de Nemours. De nombreuses recherches sont en cours afin de trouver un matériau de substitution au nafion en raison de son prix élevé.

### I.4.2.3 Caractéristiques de fonctionnement

Les températures pratiques de fonctionnement varient entre 80 et 120°C pour des pressions comprises entre 0,1 et 0,7 MPa (surfaces d'électrodes jusqu'à 2500 cm<sup>2</sup>). La Figure ci-après montre que des rendements de plus de 90% peuvent être atteints pour un électrolyseur PEM en développement dans le cadre du programme WE-NET. Les objectifs de développement de ce programme sont d'atteindre les conditions opératoires suivantes :

- Température = 80°C
- Pression = 0,7 MPa
- Surface d'électrode = 2500 cm<sup>2</sup>
- Rendement <sup>3</sup> 90% (par rapport au PCI de l'H<sub>2</sub>)
- Densité de courant : 1A/cm<sup>2</sup>

Travailler à une pression suffisante (> 1 MPa) permettrait de s'affranchir d'au moins un étage (voire de l'unité entière) de compression en sortie d'électrolyseur, ce qui conduirait à diminuer considérablement les coûts des systèmes PEM.



**Figure I.4 :** Evolution du rendement en fonction de la température d'un électrolyseur PEM [9].

Les électrolyseurs PEM commercialisés par Proton Energy Systems présentent des densités de courant de 1,2 A/cm<sup>2</sup> avec une surface de 929 cm<sup>2</sup>. Les surfaces commercialisées sont de 28,

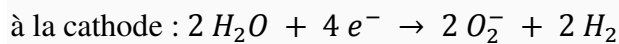
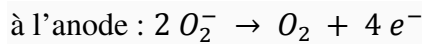
93 et 929 cm<sup>2</sup>. Des tests de durée de vie de 60 000 heures avec un bon comportement des électrolyseurs PEM sont annoncés.

### I.4.3 Electrolyseurs à haute température

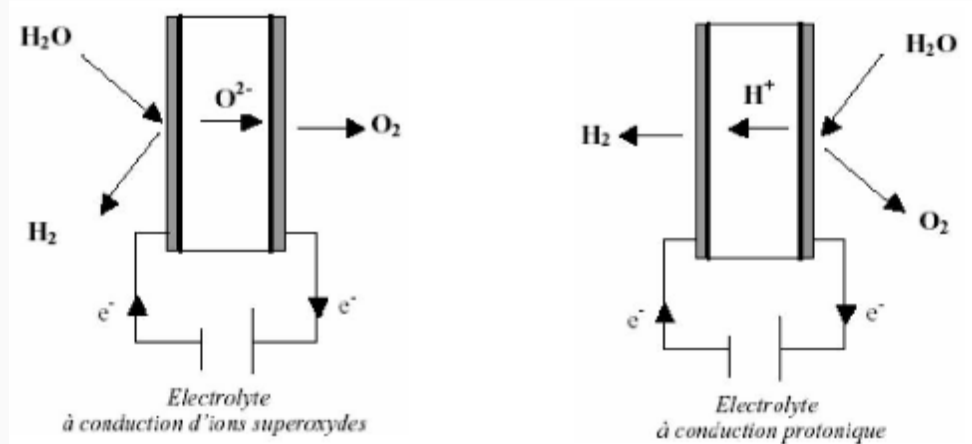
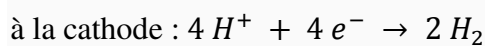
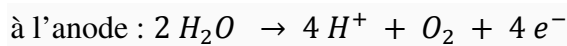
#### I.4.3.1 Principe

Le principe de l'électrolyse à haute température repose sur la décomposition des molécules d'eau sous forme vapeur au niveau de la cathode. Cette décomposition dépend alors de la nature de l'électrolyte. Celui-ci peut assurer soit une conduction protonique soit une conduction d'ions superoxydes  $O_2^-$ . Les réactions mises en jeu au niveau des électrodes sont décrites ci-dessous en fonction du type d'électrolyte :

- **Electrolyte à conduction d'ions superoxydes :**



- **Electrolyte à conduction protonique :**



**Figure I.5 :** Principe de l'électrolyse à haute température selon le type d'électrolyte [9].

D'un point de vue thermodynamique, l'électrolyse de l'eau à haute température est plus intéressante car l'énergie d'électrolyse est apportée à la fois par la chaleur et l'électricité. Le principal avantage de ce type d'électrolyse est que la majeure partie de l'énergie d'électrolyse est apportée par la chaleur qui est beaucoup moins chère que l'électricité. D'un point de vue cinétique, l'augmentation de température permet de diminuer l'ensemble des surtensions d'électrodes et donc de diminuer la consommation d'énergie électrique.

### I.4.3.2 Les matériaux

L'**anode** est constituée soit de manganites soit de chromites de lanthane, avec comme catalyseur du nickel de Cermet (Ni+ZrO<sub>2</sub>).

La **cathode** est constituée de billes de nickel cofritté ou de cobalt voire de nickel de Cermet. L'emploi de cobalt est limité en raison de sa trop grande réactivité. Des oxydes mixtes de structures perovskites La<sub>x</sub>Sr<sub>x</sub>MO<sub>3-d</sub> (M : Mn, Co) sont également utilisés. Les catalyseurs employés à la cathode sont à base d'oxyde de cérium.

Il existe deux types d'électrolyte, les électrolytes à conduction d'ions superoxydes et ceux à conduction protonique. Dans le cas de l'électrolyte à conduction d'ions superoxydes, on utilise une céramique en zircon. Concernant l'électrolyte à conduction protonique, on utilise les oxydes de cérium et de zircon. L'emploi de matériaux céramiques pour l'électrolyte présente certains avantages tels que l'absence de corrosion mais la fragilité des matériaux céramiques limite la taille des cellules d'électrolyse envisageables.

### I.4.3.3 Caractéristiques de fonctionnement

L'électrolyse à haute température s'effectue dans une gamme de températures qui varient entre 700 et 1000 °C. La tension d'une cellule varie entre 0,8 et 0,9 V à courant nul, au lieu d'environ 1,25 V (à 70 °C) pour l'électrolyse alcaline. Au niveau du coeur de l'électrolyseur, l'énergie nécessaire à la production d'1 Nm<sup>3</sup> d'hydrogène est comprise entre 3 et 3,5 kWh ; le rendement énergétique est compris entre 80 et 90 %.

**Tableau I.1** : Les avantages et les inconvénients des différentes technologies d'électrolyse de l'eau [10].

	<b>Electrolyse alcaline</b>	<b>Electrolyse PEM</b>	<b>Electrolyse à haute température</b>
<b>Avantages</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Technologie mature</li> <li>- Catalyseur non noble</li> <li>- Stack au niveau du MW</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Réponse rapide aux variations de charge</li> <li>- Compacité du système (fonctionnement à fortes densités de courant)</li> <li>- Haute pureté des gaz produits</li> <li>- Durabilité</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Rendement électrique élevé</li> <li>- Diminution des coûts d'électricité nécessaire</li> <li>- Fonctionnement à haute pression</li> <li>-Catalyseur non noble</li> <li>- Compacité du système</li> </ul>

		-Fonctionnement à haute pression	(fonctionnement à fortes densités de courant)
<b>Inconvénients</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Faibles densités de courant</li> <li>- Faible pureté des gaz à cause de la perméation à travers le diaphragme</li> <li>- Systèmes non compacts à cause de l'utilisation d'un électrolyte liquide</li> <li>- Faibles pressions de fonctionnement</li> <li>- Délai de réponse lors de variations de régime</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Environnement très oxydant qui limite l'éventail de matériaux potentiellement utilisables</li> <li>- Coût des catalyseurs (métaux nobles), de l'électrolyte solide, des plaques bipolaires et des collecteurs de courant en titane</li> <li>- Stack inférieur au MW</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Développement à l'échelle du laboratoire</li> <li>- Durabilité</li> </ul>

## I.5 Aspects thermodynamiques de l'électrolyse de l'eau

### I.5.1 Réaction globale et énergie requise

L'électrolyse est une réaction endothermique non spontanée ( $\Delta G > 0$ ), ce qui signifie qu'elle nécessite un apport externe d'énergie pour se produire, qu'il soit sous forme électrique ou thermique.

En supposant, pour le moment, que la réaction soit réversible, l'énergie requise pour ce processus correspond à la variation d'enthalpie entre les produits et les réactifs, et peut être calculée selon la relation thermodynamique suivante [11] :

$$\Delta H = \Delta G + T * \Delta S \quad (\text{Equation I.1})$$

$\Delta H$  : variation d'enthalpie entre les produits et les réactifs. C'est l'énergie totale à fournir au système [J] ;

$\Delta G$  : variation de l'énergie libre de Gibbs [J] ;

T : température à laquelle se déroule la réaction [K] ;

$\Delta S$  : variation d'entropie entre les produits et les réactifs [J/K].

L'énergie requise pour le processus ( $\Delta H$ ) provient soit d'une origine thermique ( $T \cdot \Delta S$ ), soit d'une origine électrique ( $\Delta G$ ).

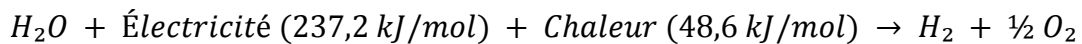
Dans des conditions standards (25 °C et 1 bar de pression), les valeurs thermodynamiques de ces paramètres sont les suivantes [11] :

$$\Delta H^0 = 285,88 \text{ [kJ/mol]}$$

$$\Delta G^0 = 237,23 \text{ [kJ/mol]}$$

$$T\Delta S^0 = 48,65 \text{ [kJ/mol]}$$

En utilisant ces valeurs, la réaction globale de l'électrolyse de l'eau peut être décrite par l'équation suivante :



Cette équation illustre comment une mole d'eau se décompose en hydrogène et oxygène sous l'effet d'un apport d'énergie électrique et thermique.

Sur la figure I.6, il est possible d'observer la tendance de chaque terme de l'équation en fonction de la température de fonctionnement.

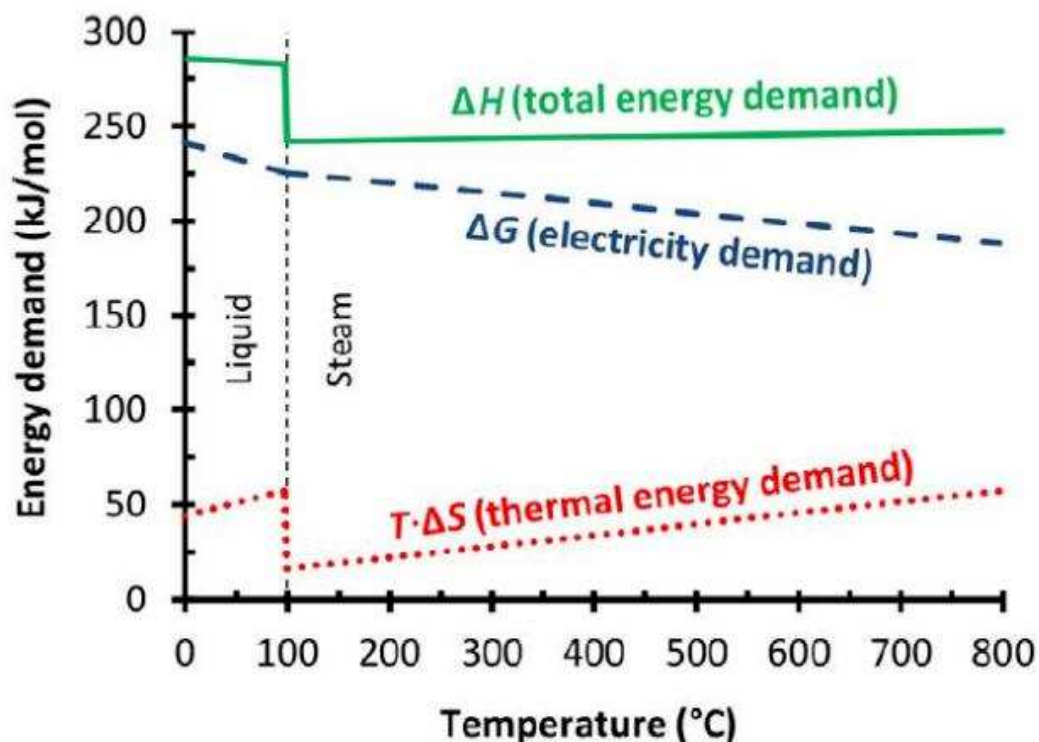


Figure I.6 : Demande énergétique pour l'électrolyse [12].

La demande d'énergie électrique  $\Delta G$  diminue à mesure que la température  $T$  augmente. Elle devient plus importante après le changement d'état de l'eau (100 °C), c'est-à-dire lorsque

l'électrolyse se fait avec de la vapeur : à partir du graphique, la modification la plus significative de  $\Delta H$  et  $T\Delta S$  survient lors de l'évaporation de l'eau. La pression, en revanche, n'influence pas de manière significative l'énergie totale requise pour le processus ( $\Delta H$ ).

### I.5.2 Tensions caractéristiques

Grâce à la constante de Faraday (96 485,33 C/mol), il est possible de relier l'enthalpie et l'énergie libre de Gibbs de la réaction à un voltage d'équilibre thermodynamique spécifique :

#### I.5.2.1 Tension minimale théorique : Tension réversible

La tension réversible représente le potentiel minimal qu'il faut appliquer entre l'anode et la cathode pour initier l'électrolyse dans des conditions standard (25 °C, 1 bar), sans perte ni apport de chaleur. Elle est directement liée à l'énergie libre de Gibbs [11]:

$$U_{rev} = \frac{\Delta G^0}{(z * F)} \quad (\text{Equation I.2})$$

$z$  : nombre d'électrons transférés pendant l'électrolyse (dans ce cas, 2 électrons) ;

$F$  : constante de Faraday (96 486 [C/mol]).

Dans des conditions standards, on obtient :

$$U_{rev} = \frac{\Delta G_{298}^0}{(2 * F)} = \frac{237,23}{2 * 96\,485,33} \approx 1,23 \text{ V} \quad (\text{Equation I.3})$$

Lorsque les conditions de fonctionnement ne sont pas standard, le potentiel réversible est calculé à l'aide de l'équation de Nernst [13]:

$$U_{rev} = U_{rev}^0 + \left(\frac{R * T}{z * F}\right) * \ln\left(\frac{\sqrt{P_{O_2}} * P_{H_2}}{a_{H_2O}}\right) \quad (\text{Equation I.4})$$

$R$  : constante universelle des gaz parfaits (8,314 [J/kmol]) ;

$a_{H_2O}$  : Activité de l'eau.

$P_{H_2} = P_{O_2} = P$  (Pa) : Pressions partielles des produits de la réaction ;

d'où

$$U_{rev} = U_{rev}^0 + \frac{3 * R * T}{4 * F} \ln P - \frac{R * T}{2 * F} \ln a_{H_2O} \quad (\text{Equation I.5})$$

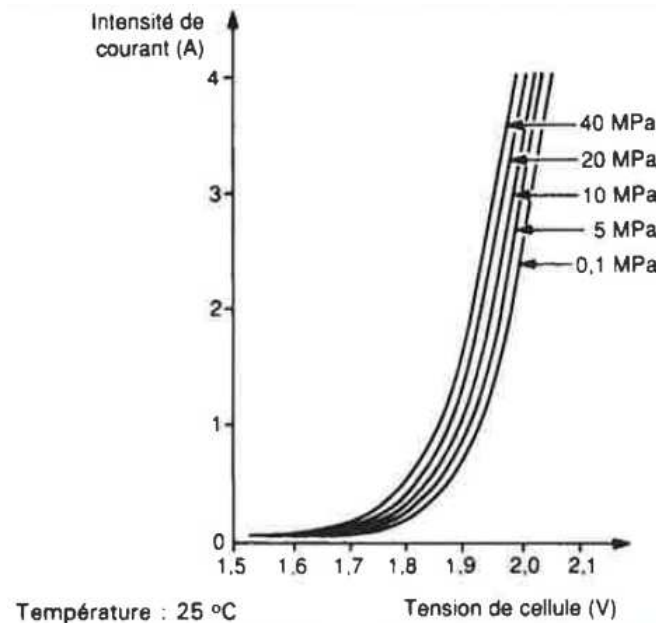
Cette tension de décomposition réversible ( $U_{rev}^0$ ) s'établit à 1,229 V dans les conditions normales.

À température ambiante (20 °C), on a [13]:

$$U_{rev} = 1,233 + 0,043 \log P \quad (\text{Equation I.6})$$

Un accroissement de pression augmente la tension de décomposition réversible, mais, en pratique, le fonctionnement irréversible des électrolyseurs industriels a pour effet

de réduire la tension de cellule effective à densité de courant et température constantes (figure I.7) lorsque la pression augmente.



**Figure I.7 :** Influence de la pression sur les caractéristiques de fonctionnement de l'électrolyseur [14].

### I.5.2.2 Tension pratique minimale : Tension thermoneutre

L'électrolyse peut avoir lieu en conditions adiabatiques, auquel cas l'énergie requise ( $\Delta H$ ) est uniquement fournie par le courant électrique. Comme pour la tension réversible, la variation d'enthalpie permet de définir le potentiel dit thermoneutre  $U_{tn}$  [12] :

$$U_{tn} = \frac{\Delta H^0}{(z * F)} \quad (\text{Equation I.7})$$

Cette tension correspond à l'apport d'énergie entièrement par voie électrique, en l'absence de source de chaleur externe. Elle est donc généralement utilisée comme référence pratique pour le fonctionnement d'un électrolyseur en conditions adiabatiques.

Dans des conditions standards, on obtient :

$$U_{tn} = \frac{\Delta H_{298}^0}{(z * F)} = \frac{285,88}{2 \times 96\,485,33} \approx 1,48 \text{ V} \quad (\text{Equation I.8})$$

La tension minimale pour initier la réaction est donc de 1,23 V, mais pour fournir l'enthalpie totale de la réaction, il faut au moins 1,48 V. Lorsque la cellule fonctionne entre 1,23 et 1,48 V, elle absorbe de la chaleur ambiante pour satisfaire les besoins énergétiques. Au-dessus de 1,48 V, l'énergie supplémentaire est dissipée sous forme de chaleur en raison du terme entropique de la réaction.

Dans des conditions standards, la tension thermoneutre est de 1,48 V. La différence entre la tension thermoneutre et la tension réversible est appelée surtension thermique ou entropique, et représente la surtension minimale par rapport à la tension réversible devant être appliquée à la cellule pour initier la dissociation de l'eau. Dans des conditions standards, ce potentiel est de 0,25 V [12].

Dans la figure 1.8, on montre la variation de la tension thermoneutre et du potentiel standard avec la température.

Comme on peut l'observer, la tension thermoneutre reste globalement constante (sauf au point de changement de phase de l'eau), car l'énergie électrique est complétée par l'énergie thermique fournie par l'augmentation de température.

Trois zones sont identifiées sur la figure :

- Zone 1 : à une température et une pression données, la tension appliquée est supérieure à la tension thermoneutre : l'électrolyse se produit avec un excès d'énergie, qui est dégradé en chaleur et doit être évacué par un système de refroidissement.
- Zone 2 : la tension appliquée se situe entre le potentiel réversible et le potentiel thermoneutre. L'énergie thermique fournie doit compenser la différence entre  $U_{tn}$  et  $U_{rev}$ .
- Zone 3 : la tension appliquée est inférieure au potentiel réversible, l'électrolyse ne peut donc pas avoir lieu.

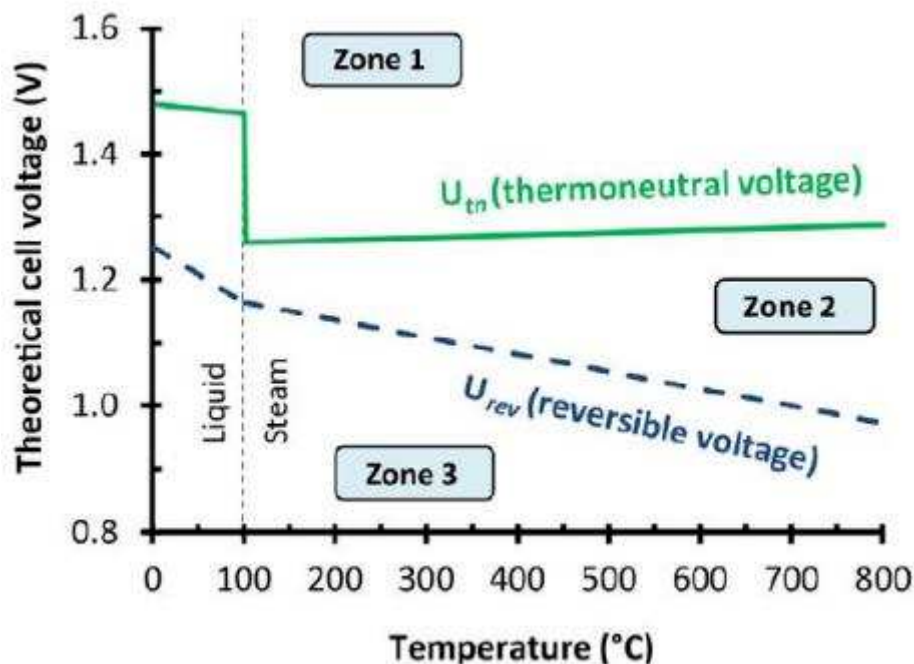


Figure I.8 : Tension théorique de la cellule [12].

## I.6 Cinétique de l'électrolyse de l'eau

### I.6.1 Tension appliquée et pertes irréversibles

En pratique, la tension appliquée à la cellule d'électrolyse est toujours supérieure à la tension réversible. En effet, plusieurs phénomènes d'irréversibilité viennent s'ajouter, tels que les surtensions anodique et cathodique ainsi que la résistance ohmique interne de la cellule.

Cette tension pratique s'exprime ainsi :

$$U = E_{rev} + \eta_a + \eta_c + R_0 * I \quad (\text{Equation I.9})$$

Où :

$E_{rev}$ : Tension réversible (V),

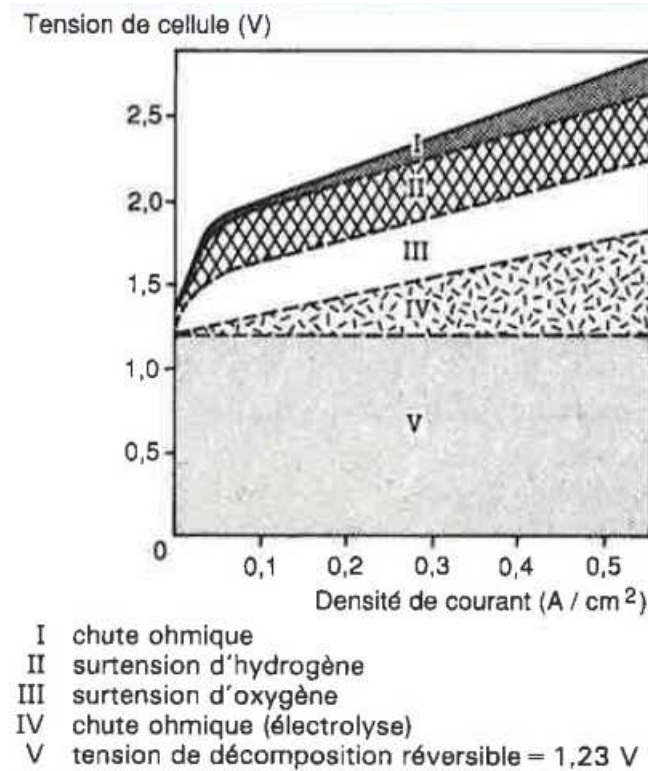
$\eta_a$  : Surtension anodique (V),

$\eta_c$  : Surtension cathodique (V),

$I$  : intensité du courant dans la cellule (A),

$R_0$ : Résistance globale de la cellule ( $\Omega$ ), englobant les résistances électroniques et ioniques des électrodes, de la membrane, et de l'électrolyte.

La figure I.9 présente un exemple de répartition de la tension en fonction de la densité de courant.



**Figure I.9 :** Exemple de décomposition d'une courbe caractéristique tension-densité de courant pour une cellule d'électrolyse de l'eau [14].

### I.6.2 Types de résistances dans une cellule

On distingue principalement trois types de résistances dans une cellule d'électrolyse :

1. **Résistances électrochimiques** : Ce sont les surtensions nécessaires pour surmonter les barrières d'activation lors de la production d'hydrogène à la cathode et d'oxygène à l'anode.
2. **Résistances de transport** : Elles incluent les résistances au déplacement des ions, les résistances physiques liées à la formation de bulles de gaz ( $H_2$  et  $O_2$ ) sur les électrodes, les résistances intrinsèques de la membrane et du bain électrolytique.
3. **Résistances électriques** : Décrites par la loi d'Ohm :

$$R = \frac{L}{(\kappa * S)} \quad (\text{Equation I.10})$$

Où :

- L est la longueur du conducteur,
- $\kappa$  la conductivité spécifique,
- S la section du conducteur.

### I.6.3 Loi de Faraday

La loi de Faraday établit la relation entre les espèces moléculaires (débit molaire) des produits et des réactifs, et les espèces chargées (débit de courant) des électrons et des ions. La formule est la suivante :

$$n_i = \frac{I}{(z_i * F)} \quad (\text{Equation I.11})$$

- $n_i$  : Débit molaire [mol/s] de l'espèce chimique i, pour les réactifs et les produits ;
- $z_i$  : Nombre de charges de l'espèce chimique i, soit le nombre d'électrons impliqués dans la réaction d'oxydoréduction ;
- F : Constante de Faraday égale à 96 478 [C/mol].

### I.6.4 Rendement de l'électrolyse

#### I.6.4.1 Rendement énergétique

Le rendement énergétique global d'un électrolyseur est défini par le rapport entre l'énergie théorique requise ( $W_t$ ) et l'énergie réelle consommée ( $W_r$ ) pour électrolyser une certaine quantité de matière :

$$\varepsilon = \frac{W_t}{W_r} \quad (\text{Equation I.12})$$

Avec :

$$W_r = U * I * t \quad (\text{Equation I.13})$$

Où :

U est la tension appliquée (V),

I le courant électrique (A),

t le temps de fonctionnement (s).

L'énergie théorique  $W_t$  peut être calculée à partir de la tension réversible  $E_{rev}$  ou de la tension thermo-neutre  $E_{th}$  :

$$W_t = E_{rev} * U * t = E_{th} * U * t \quad (\text{Equation I.14})$$

Le rendement de la réaction d'électrolyse se décline ainsi :

- Rendement énergétique :

$$\varepsilon_{\Delta G} = \frac{E_{rev}}{U} \quad (\text{Equation I.15})$$

- Rendement enthalpique :

$$\varepsilon_{\Delta H} = \frac{E_{th}}{U} \quad (\text{Equation I.16})$$

#### I.6.4.2 Rendement faradique

Le rendement faradique, noté  $\varepsilon_F$ , mesure l'efficacité de conversion coulombique lors des processus électrochimiques aux interfaces. Il dépend de la densité de courant  $j$  et s'exprime comme suit :

$$\varepsilon_F = \frac{(2F * F_{H_2})}{J} \quad (\text{Equation I.17})$$

Généralement, le rendement faradique est proche de 1. Cependant, dans le cas de l'électrolyse de l'eau, des fuites de gaz (hydrogène et oxygène) à travers les séparateurs peuvent se produire. Ce phénomène, appelé cross-over, permet à l'hydrogène de migrer vers l'anode et à l'oxygène vers la cathode, entraînant ainsi une recombinaison pour reformer de l'eau, ce qui diminue l'efficacité faradique.

**Chapitre I**

**Étude expérimentale de**

**l'optimisation de l'électrolyse de l'eau**

**de mer**

Dans ce chapitre, nous présentons l'étude expérimentale réalisée dans le cadre de l'optimisation de la production d'hydrogène par électrolyse de l'eau de mer. L'objectif principal est d'identifier les paramètres opératoires ayant une influence significative sur le rendement du processus, notamment la conductivité électrique de la solution, le type de matériau électrode, la distance entre les électrodes, ainsi que la tension appliquée.

L'approche adoptée consiste à effectuer une série d'essais contrôlés, en faisant varier un paramètre à la fois tout en maintenant les autres constants. Cette méthode permet d'évaluer précisément l'impact de chaque facteur sur la quantité d'hydrogène générée.

## II.1 Spécificités de l'électrolyse de l'eau de mer

L'électrolyse de l'eau de mer pose des défis particuliers en raison de sa composition chimique complexe et de ses propriétés physico-chimiques spécifiques. Contrairement à l'eau purifiée, l'eau de mer contient de nombreux ions dissous qui déclenchent des réactions secondaires indésirables, accélèrent la corrosion des électrodes et compliquent le contrôle des produits générés. Ces phénomènes influencent négativement l'efficacité énergétique du procédé, la durée de vie des matériaux, ainsi que la pureté des gaz produits [15].

### II.1.1 Composition chimique de l'eau de mer

L'eau de mer est une solution saline complexe contenant en moyenne 35 grammes de sels dissous par kilogramme d'eau, soit une salinité de 35 ‰ [16]. Cette salinité est principalement due à six ions majeurs qui représentent ensemble plus de 99 % des sels dissous. Ces ions sont présents sous différentes formes chimiques, selon les conditions physico-chimiques du milieu.

**Tableau II.1** : Composition ionique moyenne de l'eau de mer [17]

Ion	Concentration (g/kg)	Forme chimique dominante
Chlore ( $\text{Cl}^-$ )	18,9 - 19,4	$\text{NaCl}$ , $\text{MgCl}_2$
Sodium ( $\text{Na}^+$ )	10,5 - 10,8	$\text{MgSO}_4$ , $\text{CaSO}_4$
Sulfate ( $\text{SO}_4^{2-}$ )	2,6 - 2,7	$\text{MgSO}_4$ , $\text{CaSO}_4$
Magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ )	1,29 - 1,3	$\text{MgCl}_2$ , $\text{MgSO}_4$
Calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ )	0,41 - 0,42	$\text{CaSO}_4$ , $\text{CaCO}_3$
Potassium ( $\text{K}^+$ )	0,39 - 0,4	$\text{KCl}$

Malgré une stabilité générale dans la proportion relative de ces ions (principe de constance des proportions de Forchhammer), des variations régionales sont observées. Ces écarts proviennent de plusieurs facteurs tels que les apports d'eau douce par les rivières, qui diminuent la salinité locale, ou encore une forte évaporation, qui l'augmente, comme c'est le cas en mer

Rouge (salinité >40 ‰). La fonte des glaces polaires contribue également à diluer les sels dissous dans les régions arctiques et antarctiques [16].

En plus des ions majeurs, l'eau de mer contient une fraction de 0,8 % de sels constituée d'éléments traces. Ces composés mineurs, bien que présents à de faibles concentrations, jouent un rôle important dans les processus biologiques et chimiques marins. On y trouve notamment le brome (0,065 g/kg), qui entre dans la formation de composés organobromés, le strontium (0,008 g/kg), incorporé dans les structures calcaires de certains organismes marins, et le bore (0,004 g/kg), qui contribue au système tampon carbonate-borate [18, 19].

## II.1.2 Propriétés physico-chimiques de l'eau de mer

L'eau de mer présente plusieurs propriétés physico-chimiques qui influencent directement les performances du procédé électrochimique.

### II.1.2.1 Alcalinité

L'alcalinité correspond à la capacité de l'eau de mer à neutraliser les acides. Elle dépend principalement de la présence des ions carbonate ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), bicarbonate ( $\text{HCO}_3^-$ ) et borate ( $\text{B(OH)}_4^-$ ). Ces espèces assurent la régulation du pH et atténuent les effets de l'acidification océanique. En milieu marin, l'alcalinité totale est généralement comprise entre 2,3 et 2,5 mmol/kg [20].

### II.1.2.2 Conductivité

La conductivité électrique de l'eau de mer est particulièrement élevée, avec une valeur typique d'environ 50 000  $\mu\text{S}/\text{cm}$  à 20 °C. Cette caractéristique résulte principalement de sa forte concentration en ions dissous, notamment les chlorures, sulfates, sodium, magnésium et autres espèces majeures [21]. La conductivité est essentiellement déterminée par la salinité, mais elle varie également avec la température, qui augmente la mobilité ionique, et avec la pression, qui modifie légèrement la densité du milieu. Ces dépendances sont décrites avec précision par les équations du système TEOS-10, reconnu internationalement comme standard pour le calcul des propriétés thermodynamiques de l'eau de mer [16].

À 25 °C, la conductivité moyenne est estimée à environ  $4,0 \pm 0,5 \text{ S}/\text{m}$  [22]. Cette valeur élevée est un avantage pour les applications électrochimiques, car elle permet un transport efficace du courant à travers l'électrolyte. Toutefois, elle favorise également l'émergence de réactions secondaires indésirables. L'une des principales préoccupations est l'oxydation des ions chlorure ( $\text{Cl}^-$ ), qui conduit à la formation de chlore gazeux ( $\text{Cl}_2$ ), un gaz toxique et corrosif. Par ailleurs, la précipitation d'hydroxydes métalliques, tels que l'hydroxyde de magnésium

(Mg(OH)<sub>2</sub>), peut s'accumuler sur les électrodes, réduisant leur efficacité et nécessitant des opérations de nettoyage fréquentes [20].

### II.11.2.3 pH

Le pH moyen de l'eau de mer est de 8,2, avec une plage de variation allant de 7,5 à 8,4. Il est fortement influencé par le système carbonate-borate. Une augmentation de la température a pour effet de diminuer légèrement le pH : une hausse de 1 °C entraîne une baisse de 0,0109 unité [23].

### II.1.2.4 Viscosité

La viscosité dynamique de l'eau de mer est de l'ordre de  $1,05 \times 10^{-3}$  Pa·s à 25 °C. Elle est légèrement supérieure à celle de l'eau pure, principalement à cause de la salinité. La viscosité diminue avec la température, mais augmente avec la concentration ionique, selon l'équation empirique suivante :

$$\eta = \eta_0 (1 + A \sqrt{C} + BC) \quad (\text{Equation II.1})$$

Dans cette équation,  $\eta_0$  représente la viscosité du solvant pur, C'est la concentration du soluté, et A et B sont des coefficients qui dépendent du soluté [21]. Selon la nature des ions, le coefficient B peut prendre des valeurs positives ou négatives, ce qui peut rendre le solvant plus ou moins fluide. Les ions qui ont tendance à former des complexes ioniques peuvent augmenter la viscosité du solvant.

### II.1.2.5 Densité

La densité de l'eau de mer varie généralement entre 1,025 et 1,028 kg/L. Elle dépend de la salinité, de la température et de la pression. Sous forte pression et à basse température (2 à 4 °C), la densité atteint un maximum, ce qui a un impact direct sur la stratification verticale des océans [24].

### II.1.2.6 Turbidité

La turbidité correspond à la présence de particules en suspension dans l'eau, qu'elles soient d'origine minérale, organique ou biologique. Elle est généralement exprimée en unités néphéométriques de turbidité (uTN), une mesure optique basée sur la diffusion de la lumière. Cette turbidité peut provenir de particules fines visibles à l'œil nu, de substances colloïdales ou dissoutes, ou encore d'une forte densité d'organismes planctoniques.

La mesure de la turbidité permet d'évaluer la transparence de l'eau, un paramètre influencé par la concentration, la taille et la composition des particules présentes, ainsi que par les caractéristiques physico-chimiques du milieu aquatique [25]. Elle joue un rôle essentiel dans la régulation de la pénétration de la lumière dans la colonne d'eau, conditionnant ainsi l'intensité

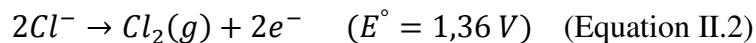
des processus photosynthétiques. Par conséquent, la turbidité affecte directement la productivité primaire et la dynamique des écosystèmes marins [16].

### II.1.2.7 Masse volumique

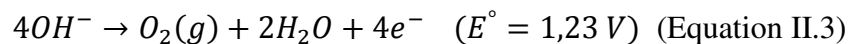
La masse volumique moyenne de l'eau de mer est d'environ 1025 kg/m<sup>3</sup>. Elle évolue en fonction de la température, de la salinité et de la pression. Le système TEOS-10 permet de modéliser cette propriété de manière précise en milieu océanique [26].

### II.1.3 Impact de la composition chimique de l'eau de mer sur l'électrolyse

L'électrolyse de l'eau de mer est profondément influencée par sa composition chimique, qui modifie les réactions électrochimiques attendues et engendre des limitations techniques importantes [15, 10]. La présence élevée d'ions chlorure (Cl<sup>-</sup>), à raison d'environ 19 g/L, est l'un des principaux facteurs limitants. En effet, ces ions s'oxydent préférentiellement à l'anode selon la réaction :



Cette oxydation se produit à un potentiel plus faible que celle des ions hydroxydes (OH<sup>-</sup>), utilisée normalement pour produire de l'oxygène :

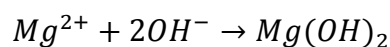


#### II.1.3.1 Oxydation préférentielle des chlorures (Cl<sup>-</sup>)

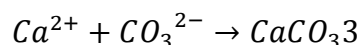
La conséquence directe de cette oxydation préférentielle est la formation de chlore gazeux (Cl<sub>2</sub>) au lieu de l'oxygène, ce qui diminue le rendement global de l'électrolyse en hydrogène d'environ 15 à 20 % [27]. Ce chlore, en plus d'être toxique, est extrêmement corrosif pour les matériaux d'électrode, notamment l'acier inoxydable, sur lequel on observe une corrosion pouvant atteindre 0,3 mm/an [28]. Cette corrosion impose l'utilisation de matériaux plus résistants ou des systèmes de traitement du gaz coûteux pour contenir et neutraliser le Cl<sub>2</sub>, avec des implications importantes sur la sécurité et l'environnement [20].

#### II.1.3.2 Formation de dépôts minéraux (Mg<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup>)

Les cations divalents présents dans l'eau de mer, principalement le magnésium (1,3 g/L) et le calcium (0,4 g/L), précipitent facilement en milieu alcalin généré localement par la réduction de l'eau à la cathode. Le magnésium forme un hydroxyde insoluble selon :



et le calcium se combine avec les ions carbonate pour donner du carbonate de calcium :



Ces précipités s'accumulent sur les électrodes et les membranes, réduisant la perméabilité ionique jusqu'à 40 % et augmentant la résistance électrique de plus de 300  $\Omega/\text{cm}^2$  [15]. Ce colmatage minéral requiert des nettoyages fréquents, réduisant la durée de vie des équipements et augmentant considérablement les coûts d'exploitation [30].

### **II.1.3.3 Compétition ionique et surtensions énergétiques**

Les ions sulfate ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), présents à environ 2,7 g/L, contribuent aussi aux problèmes électrochimiques en entrant en compétition avec les ions chlorure sur les sites actifs des électrodes. Cette compétition nécessite une surtension supplémentaire d'environ +0,3 V pour maintenir les réactions d'électrolyse [30]. Par ailleurs, les sulfates et autres anions peuvent former des complexes avec les métaux catalytiques des électrodes, réduisant leur efficacité jusqu'à 30 % après plusieurs heures de fonctionnement. En conséquence, la consommation énergétique peut atteindre 55 à 65 kWh/kg d'hydrogène produit, contre 50 à 55 kWh/kg pour l'électrolyse de l'eau douce [31].

### **II.1.3.4 Effets de la salinité élevée**

La salinité naturelle de l'eau de mer, d'environ 35 g/L, améliore la conductivité électrique, qui atteint environ 5,5 S/m [32], ce qui est favorable à la transmission du courant électrique. Toutefois, cette haute salinité s'accompagne d'effets secondaires notables. Lorsque la salinité dépasse 50 g/L, chaque augmentation de 10 g/L entraîne une baisse de rendement en hydrogène d'environ 22 %, en raison des effets d'écran ionique et des pertes par courants de fuite [33]. De plus, une salinité élevée favorise la corrosion localisée (piqûres) des matériaux métalliques et l'encrassement biologique (biofouling), alimenté par la présence de nutriments dissous tels que les silicates et les phosphates [34, 35].

## **II.1.4 Enjeux environnementaux et défis technologiques**

### **II.1.4.1 Durabilité et impact écologique du procédé**

La production d'hydrogène par électrolyse, notamment l'électrolyse alcaline, offre un potentiel significatif pour la transition énergétique et la réduction des émissions de gaz à effet de serre. Cependant, l'impact environnemental de ce procédé dépend principalement de la source d'électricité utilisée. Même lorsque l'électricité provient de sources renouvelables, la consommation énergétique reste le principal facteur d'impact environnemental [36]. En outre, la consommation d'eau et l'utilisation de matières premières telles que le nickel, les métaux platinoïdes et le cuivre contribuent également de manière significative à l'empreinte écologique du procédé [37]. L'optimisation de l'efficacité énergétique, l'allongement de la durée de vie

des cellules et la réduction ou le recyclage des métaux utilisés sont des leviers majeurs pour améliorer la durabilité du procédé [38].

#### II.1.4.2 Gestion des sous-produits et corrosion des électrodes

L'électrolyse de l'eau génère principalement de l'oxygène comme sous-produit, généralement d'une grande pureté [39]. Cependant, la gestion de la corrosion des électrodes reste un défi technologique majeur, influencé par la composition du milieu, la concentration en oxygène dissous et la nature des matériaux utilisés. La corrosion accélère la dégradation des électrodes, réduit la durée de vie des cellules et augmente la consommation de matières premières, ce qui impacte la durabilité globale du procédé. Des stratégies telles que l'amélioration des matériaux, la réduction de la quantité de métaux critiques et le recyclage sont essentielles pour limiter ces effets [38].

#### II.1.4.3 Évolution des réglementations et normes associées

La filière hydrogène est encadrée par des normes et réglementations internationales et nationales visant à garantir la sécurité, la compatibilité des matériaux et la protection de l'environnement. En France, la norme NF M58-003 définit les exigences de conception et d'installation des électrolyseurs [40]. À l'international, des normes telles que ISO 22734 et ISO 16111 encadrent la production, le stockage et la sécurité de l'hydrogène [41]. Les installations sont également soumises à la réglementation des installations classées pour la protection de l'environnement (ICPE) et à la directive SEVESO 3, qui impose des seuils stricts pour la fabrication et le stockage d'hydrogène [42].

## II.2 Mesure des propriétés de l'eau de mer

Avant de procéder aux essais d'électrolyse, une caractérisation préliminaire de l'eau de mer utilisée a été effectuée. Cette étape est essentielle pour comprendre les propriétés physico-chimiques du milieu électrolytique et anticiper leur influence sur le processus.

Les paramètres mesurés sont les suivants :

- pH : Le pH naturel de l'eau de mer brute a été mesuré à l'aide d'un pH-mètre calibré. Cette mesure permet de déterminer le caractère basique ou acide de la solution, ce qui influence la réactivité des électrodes et la stabilité des espèces chimiques en solution.
- Conductivité électrique : Elle a été déterminée à l'aide d'un conductimètre, et s'est révélée relativement élevée ( $\approx 58,7$  mS/cm), ce qui reflète la forte teneur en ions dissous (notamment  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ).
- Température : Relevée avant chaque essai pour garantir des conditions homogènes, la température de l'eau influe sur la vitesse des réactions électrochimiques.

Les résultats de cette étape fournissent les bases nécessaires à l'analyse des performances de l'électrolyse dans les conditions naturelles, avant toute modification du milieu.

Par ailleurs, les techniques d'analyse permettant d'interpréter les données issues de ces essais seront détaillées dans la partie II.4. Ces techniques comprennent notamment la mesure volumétrique de l'hydrogène produit, le suivi de l'intensité de courant au cours du temps, et le calcul du rendement énergétique, afin d'évaluer la performance globale du processus électrochimique.

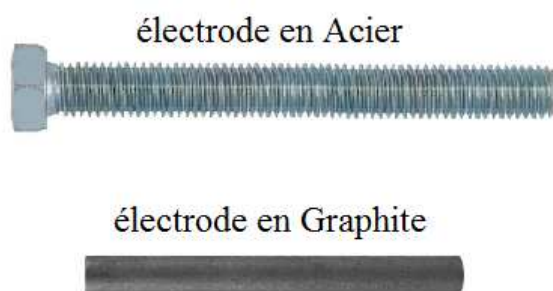
## II.3 Matériels et méthodes expérimentales

### II.3.1 Dispositif expérimental

Le dispositif mis en place pour l'électrolyse de l'eau de mer repose sur une cellule électrochimique simple, conçue à partir de matériaux facilement disponibles et adaptés aux essais en laboratoire. La cellule se compose d'une bouteille en verre de 150 mL, fermée de manière étanche à l'aide d'un bouchon en caoutchouc récupéré d'un flacon de sérum médical. Ce bouchon permet l'introduction hermétique des électrodes ainsi que du conduit de dégagement gazeux.

Deux types d'électrodes ont été utilisés au cours des essais :

- Un boulon métallique de 4 mm de diamètre et 68 mm de longueur ;
- Une tige de graphite extraite d'une pile électrique usagée, de 4 mm de diamètre et 47 mm de longueur.



**Figure II.1** : Photo des électrodes.

Les électrodes sont fixées dans le bouchon en maintenant un écartement de 1 cm. Une tige plastique, insérée parallèlement aux électrodes, est reliée à un tuyau souple de perfusion médicale assurant l'acheminement du gaz produit vers un système de collecte basé sur la mesure volumétrique par déplacement d'eau, détaillé dans la section II.4.

La cellule est remplie avec 115 mL d'eau de mer, atteignant une hauteur de liquide de 7,7 cm. Les électrodes sont immergées sur 2,2 cm, ce qui correspond à une surface d'échange totale estimée à 3,27 cm<sup>2</sup>, calculée comme suit :

$$S = S_1 + S_2 = 2,2 \times \pi \times 0,4 + \pi \times (0,4)^2$$

D'autres dimensions utiles au calcul et à l'analyse sont les suivantes :

- Distance entre la surface libre et la tige de dégazage : 1,7 cm
- Distance entre les électrodes et le fond de la cellule : 3,7 cm



**Figure II.2** : Montage des électrodes et de la tige de guidage dans le bouchon.

Le circuit électrique comprend un générateur de courant continu connecté aux électrodes via des fils électriques et des pinces crocodiles. Un ampèremètre monté en série permet de suivre l'intensité du courant, tandis qu'un voltmètre branché en parallèle mesure la tension appliquée aux bornes de la cellule.

Enfin, l'ensemble du montage est installé en position inversée sur un support, afin de limiter les pertes de gaz lors du dégagement d'hydrogène.

### II.3.2 Méthodologie expérimentale

Les expériences d'électrolyse ont été menées à tension constante de 6 V, dans le but d'évaluer l'influence de différents paramètres opératoires sur la production d'hydrogène à partir de l'eau de mer, notamment en termes de débit volumique et de rendement global du procédé.

L'approche expérimentale repose sur la variation systématique de quatre facteurs clés :

- l'intensité du courant appliqué,
- la conductivité électrique initiale de la solution,

- le pH de l'électrolyte,
- le type de matériau utilisé pour les électrodes.



**Figure II.3** : Photo du montage expérimental.

Le protocole mis en place se compose des étapes suivantes :

1. Préparation des solutions : dilution de l'eau de mer brute ou ajustement du pH à l'aide d'additifs tels que l'acide sulfurique ou l'hydroxyde de potassium.
2. Mise en place et stabilisation : assemblage de la cellule électrochimique avec les électrodes choisies, suivi d'une stabilisation thermique avant le démarrage de l'électrolyse.
3. Acquisition des données :  
Pendant l'électrolyse, les paramètres suivants sont enregistrés :
  - Intensité du courant et tension aux bornes de la cellule ;
  - Température de la solution (au début et à la fin de l'essai) afin de suivre l'échauffement dû à l'effet Joule et aux pertes ohmiques ;
  - Masse de l'anode (avant et après l'électrolyse) afin d'évaluer l'érosion ou la corrosion électrochimique ;

- Volume d'hydrogène produit, mesuré par déplacement d'eau dans un dispositif dédié (voir section II.4.2).

Les données recueillies permettent de calculer la consommation énergétique spécifique, le rendement en hydrogène et l'efficacité de conversion de l'électricité en gaz.

Le tableau suivant résume les conditions opératoires initiales pour chacun des tests effectués :

**Tableau II.2 :** Conditions expérimentales des essais d'électrolyse.

Manipulations	Electrodes	pH initial	Conductivité (mS/cm)	Densité de courant (A/cm <sup>2</sup> )
Test 01	Anode en acier Cathode en acier	8,45	58,7	0,23
Test 02	Anode en acier Cathode en acier	8,45	58,7	0,25
Test 03	Anode en acier Cathode en acier	8,45	58,7	0,29
Test 04	Anode en acier Cathode en acier	8,45	33,8	0,23
Test 05	Anode en acier Cathode en acier	8,45	45,3	0,23
Test 06	Anode en acier Cathode en acier	2,3	58,7	0,25
Test 07	Anode en acier Cathode en acier	10, 51	58,7	0,25
Test 08	Anode en graphite Cathode en graphite	8,45	58,7	0,29

Test 09	Anode en graphite Cathode en acier	8,45	58,7	0,29
---------	---------------------------------------	------	------	------

### II.3.3 Solutions électrolytiques

L'expérimentation a été conçue de manière à évaluer l'impact du pH et de la conductivité électrique de la solution électrolytique sur la production d'hydrogène. Pour ce faire, différentes préparations à base d'eau de mer ont été utilisées, modifiées selon les paramètres ciblés.

#### a) Étude de l'effet du pH

Trois types de milieux ont été préparés à partir d'eau de mer afin d'étudier l'influence du pH sur l'efficacité de l'électrolyse :

- Eau de mer brute : utilisée sans modification, avec une conductivité  $\sigma = 58,7$  mS/cm et un pH naturel de 8,45. Cette solution sert de référence dans les comparaisons.
- Milieu basique : obtenu en ajoutant une petite quantité de KOH solide à 115 mL d'eau de mer, jusqu'à obtention du pH cible. La conductivité finale reste proche de celle de l'eau de mer brute.
- Milieu acide : obtenu en ajoutant 10 mL d'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ) 2N à 105 mL d'eau de mer. Après homogénéisation, la conductivité mesurée est  $\sigma = 59,5$  mS/cm.

#### b) Étude de l'effet de la conductivité électrique

Pour évaluer l'effet de la conductivité de la solution sur la production d'hydrogène, différentes dilutions d'eau de mer ont été réalisées à l'aide d'eau distillée :

- Eau de mer brute (référence) :  $\sigma = 58,7$  mS/cm, pH = 8,45.
- Solution diluée 1 : obtenue en mélangeant 60 mL d'eau de mer avec 55 mL d'eau distillée. La conductivité obtenue est  $\sigma = 33,8$  mS/cm, avec un pH inchangé à 8,45.
- Solution diluée 2 : obtenue par mélange de 85 mL d'eau de mer avec 30 mL d'eau distillée. La conductivité mesurée est  $\sigma = 45,3$  mS/cm, et le pH reste stable à 8,45.

Ces préparations permettent de caractériser de manière isolée l'impact du pH et de la conductivité sur les performances d'électrolyse, notamment en termes de débit de production d'hydrogène, de rendement global, et de consommation énergétique.

## II.4 Analyses

### II.4.1 Mesure du pH et de la conductivité

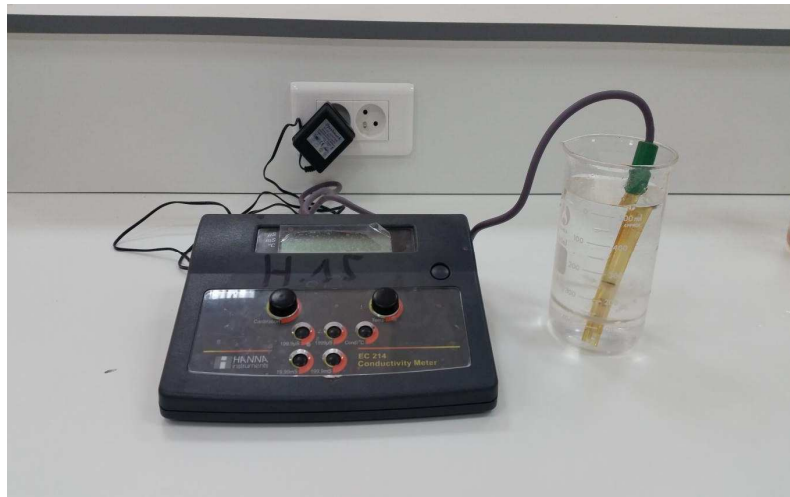
Pour chaque essai, le pH et la conductivité de la solution électrolytique ont été mesurés avant l'électrolyse afin de caractériser précisément le milieu réactionnel.

La mesure du pH a été réalisée à l'aide d'un pH-mètre numérique (modèle Hanna pH210) équipé d'une électrode en verre contenant une solution de KCl à 4 M (figure II.4). La tension aux bornes de l'électrode est enregistrée en continu pour assurer la stabilité de la mesure. Le pH des échantillons a été ajusté dans une plage comprise entre 2,11 et 11,88, soit par ajout d'acide sulfurique concentré ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  à 98 %), soit par dissolution de 3 g d'hydroxyde de sodium.



**Figure II.4 :** Microprocesseur pH Mètre "Hanna pH 210".

La conductivité électrique a été mesurée à l'aide d'un conductimètre de précision (*Hanna EC214*), permettant de suivre l'évolution des ions dissous dans la solution. Cet appareil a servi à vérifier la stabilité du milieu ionique avant le démarrage de l'électrolyse.



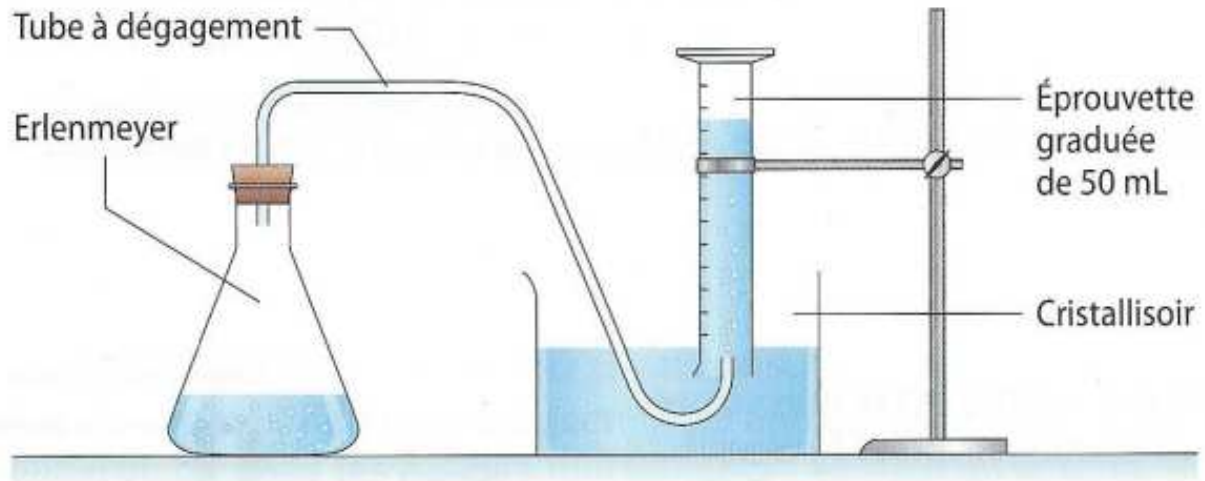
**Figure II.5 :** Conductimètre "Hanna, EC214".

#### II.4.2 Mesure du volume d'hydrogène produit

Le volume d'hydrogène généré au cours de l'électrolyse a été mesuré expérimentalement à l'aide d'un dispositif de déplacement d'eau, comme illustré à la figure ci-dessous. Cette

méthode repose sur la collecte du gaz dans une éprouvette graduée, initialement remplie d'eau et inversée dans un cristallisoir également rempli d'eau.

Le gaz produit au niveau de la cathode (principalement  $H_2$ ) est acheminé par un tuyau vers le bas de l'éprouvette. Il remplace progressivement l'eau, dont le volume déplacé correspond au volume de gaz dégagé. La lecture directe sur la graduation de l'éprouvette permet ainsi une estimation précise du volume d'hydrogène collecté.



**Figure II.6** : Schéma du montage de collecte de l'hydrogène par déplacement d'eau.

Cette méthode présente plusieurs avantages :

- elle est simple à mettre en œuvre avec du matériel de laboratoire courant ;
- elle permet une mesure directe et visuelle du gaz formé ;
- elle convient particulièrement aux faibles débits, comme ceux observés dans les électrolyses à courant modéré.

Ce protocole a été appliqué pour l'ensemble des essais présentés, et les volumes collectés ont servi au calcul du rendement et de la consommation énergétique du procédé.

## II.5 Analyse quantitative et énergétique de la production d'hydrogène

La production d'hydrogène par électrolyse est évaluée en comparant deux volumes :

- le volume expérimental mesuré à la sortie de la cellule ( $V_{H_2}^{exp}$ ),
- le volume théorique estimé par la loi de Faraday ( $V_{H_2}^{th}$ ), en supposant un rendement de courant idéal.

Cette comparaison permet d'estimer l'efficacité globale du procédé, tout en tenant compte des pertes liées à des réactions secondaires, comme l'oxydation des ions chlorure dans l'eau de mer, générant du chlore gazeux au lieu du dioxygène.

### II.5.1 Estimation expérimentale du volume d'hydrogène

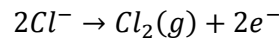
Le volume d'hydrogène produit lors de l'électrolyse dépend étroitement du milieu électrolysé et des réactions qui s'y déroulent.

- Dans le cas d'une électrolyse de l'eau pure ou faiblement minéralisée, le dégagement gazeux suit la réaction de dissociation de l'eau : l'hydrogène est généré à la cathode et l'oxygène à l'anode, selon une proportion stœchiométrique de deux volumes d'hydrogène pour un volume d'oxygène (2 : 1). Le volume d'hydrogène  $V_{H_2}$  s'estime alors à partir du volume total de gaz recueilli  $V_{gaz\ total}$  par la relation :

$$V_{H_2}^{exp} = \frac{2}{3} V_{gaz\ total} \quad (\text{Equation II.4})$$

Cette estimation suppose que le milieu électrolysé est de l'eau pure ou très faiblement ionisée, que le dégagement gazeux est uniquement constitué de dihydrogène et de dioxygène, et que les gaz se comportent comme des gaz parfaits, à température et pression constantes [44].

- Dans le cas de l'électrolyse de l'eau de mer, la forte présence d'ions chlorure ( $Cl^-$ ) induit une réaction compétitive d'oxydation qui conduit à la formation de chlore gazeux :



Ainsi, une partie du dioxygène attendu est remplacée par du chlore, ce qui modifie la proportion des gaz produits. Pour corriger cette variation, un modèle intégrant la fraction volumique de chlore  $f_{Cl_2}$  est appliqué :

$$V_{H_2}^{exp} = \frac{(1-f_{Cl_2})}{1,5-f_{Cl_2}} \times V_{gaz\ total} \quad (\text{Equation II.5})$$

Ce modèle est basé sur la stœchiométrie des réactions combinées et sur des résultats expérimentaux antérieurs pour l'électrolyse de l'eau de mer) [45].

Sur la base de valeurs typiques rapportées pour des électrodes en acier dans une solution saline à faible voltage (5–6 V), on peut considérer une fraction volumique de chlore  $f_{Cl_2} \approx 0,20$  (20 %) [45]. Le modèle corrigé devient alors :

$$V_{H_2}^{exp} = \frac{(1-0,2)}{1,5-0,2} \times V_{gaz\ total} = \frac{0,8}{1,3} \times V_{gaz\ total} \approx 0,615 \times V_{gaz\ total} \quad (\text{Equation II.6})$$

Ainsi, en pratique, pour l'électrolyse de l'eau de mer, environ 61,5 % du volume total de gaz recueilli peut être attribué à l'hydrogène, sous réserve d'une mesure précise du taux de chlore dégagé.

Le débit volumique d'hydrogène correspond à la quantité de gaz produite par unité de temps, et constitue un indicateur essentiel pour analyser la cinétique de production durant l'électrolyse.

Il est généralement exprimé en litres par minute (L/min) ou en millilitres par seconde (mL/s). Ce paramètre permet non seulement de comparer l'efficacité des différents essais expérimentaux, mais aussi d'évaluer la stabilité et la régularité du procédé.

Le calcul du débit s'effectue à partir du volume d'hydrogène estimé expérimentalement  $V_{H_2}^{exp}$ , rapporté à la durée totale de l'électrolyse  $t$ , selon la relation suivante :

$$Q_{H_2} = \frac{V_{H_2}^{exp}}{t} \quad (\text{Equation II.7})$$

Avec :

$Q_{H_2}$  : Débit volumique d'hydrogène (L/min ou mL/s),

$V_{H_2}^{exp}$  : Volume d'hydrogène mesuré ou corrigé (L ou mL),

$t$  : Durée de l'électrolyse (min ou s).

L'analyse du débit volumique permet ainsi d'identifier les paramètres opératoires les plus performants et de mieux comprendre le comportement dynamique du système électrochimique.

### II.5.2 Estimation théorique du volume d'hydrogène (loi de Faraday)

Le volume théorique d'hydrogène généré lors de l'électrolyse peut être déterminé en appliquant la loi de Faraday, qui relie la quantité de matière produite à la charge électrique totale ayant traversé l'électrolyseur. Pour le dégagement de dihydrogène à la cathode, la réaction électrochimique implique deux électrons par molécule de  $H_2$ . Ainsi, la quantité de substance formée est donnée par :

$$n_{H_2} = \frac{I \times t \times \eta_{H_2}}{2F} \quad (\text{Equation II.8})$$

où

$I$  est l'intensité du courant appliqué (en ampères),

$t$  est la durée d'électrolyse (en secondes),

$\eta_{H_2}$  est le rendement de courant effectif pour la production de l'hydrogène (généralement proche de 1 mais peut être légèrement inférieur en présence de réactions concurrentes, notamment le dégagement de chlore à l'anode dans le cas de l'eau de mer ( $\eta_{H_2} \approx 0,95$  à  $0,98$ )),

$F$  est la constante de Faraday (96485 C/mol).

Le volume théorique d'hydrogène est ensuite obtenu en multipliant la quantité de substance par le volume molaire du gaz ( $V_m$ ), qui dépend des conditions de température et de pression ( $V_m = 24,465 \text{ L/mol}$  dans les conditions TPN):

$$V_{H_2}^{th} = n_{H_2} \times V_m = \frac{I \times t \times \eta_{H_2} \times V_m}{2F} \quad (\text{Equation II.9})$$

Ce modèle constitue une base de calcul pour estimer la production attendue d'hydrogène à partir des paramètres opératoires, tout en intégrant les effets des réactions parallèles comme l'oxydation des ions chlorure en chlore, particulièrement significative lors de l'électrolyse de l'eau de mer [44,45].

### II.5.3 Calcul du rendement global de production

Le rendement global de production d'hydrogène constitue un indicateur clé de performance du procédé électrochimique. Il permet d'évaluer l'efficacité de conversion de l'électricité consommée en gaz hydrogène effectivement produit. Il est déterminé en comparant le volume d'hydrogène mesuré expérimentalement ( $V_{H_2}^{exp}$ ) avec le volume d'hydrogène théorique attendu ( $V_{H_2}^{th}$ ), calculé à partir de la loi de Faraday. Ce rendement est exprimé par la relation suivante :

$$\eta_{global} = \frac{V_{H_2}^{exp}}{V_{H_2}^{th}} \times 100 \quad (\text{Equation II.10})$$

Un rendement proche de 100 % reflète une conversion quasi-totale du courant électrique en hydrogène, ce qui témoigne de la performance du système. À l'inverse, une valeur inférieure indique des pertes, pouvant résulter de réactions secondaires (comme la formation de chlore à l'anode dans le cas de l'eau de mer), d'imprécisions dans la collecte des gaz, ou encore de limitations expérimentales.

Lors de l'électrolyse de l'eau de mer, la présence d'ions chlorure peut entraîner une déviation partielle du courant vers la production de chlore gazeux, au détriment du dégagement d'oxygène. Bien que cela n'affecte pas directement la génération d'hydrogène à la cathode, cette compétition impacte le bilan global de l'électrolyse.

Ainsi, le rendement global permet de juger à la fois de l'efficacité énergétique du dispositif et de la fiabilité du protocole expérimental mis en œuvre.

### II.5.4 Évaluation de la consommation énergétique spécifique

La consommation énergétique spécifique représente la quantité d'énergie électrique nécessaire pour produire un litre d'hydrogène gazeux. Elle constitue un critère essentiel pour évaluer l'efficacité énergétique du procédé d'électrolyse.

Elle est calculée en rapportant l'énergie électrique fournie au volume d'hydrogène effectivement produit :

$$E_{spécifique} = \frac{U \times I \times t}{V_{H_2}^{exp}} \quad (\text{Equation II.11})$$

où :

$E_{spécifique}$  : Consommation énergétique spécifique (en Wh/L)

$U$  : Tension appliquée (en volts)

$I$  : Intensité du courant (en ampères)

$t$  : Durée de l'électrolyse (en heures)

$V_{H_2}^{exp}$  : Volume d'hydrogène mesuré expérimentalement (en litres)

Cette formulation permet de comparer les différents essais réalisés et d'identifier les conditions opératoires les plus économes en énergie.

De plus, on peut définir un rendement énergétique en comparant l'énergie minimale théorique requise pour produire l'hydrogène (sur la base de l'enthalpie libre de Gibbs) à l'énergie réellement consommée :

$$\eta_{\text{énergétique}} = \frac{\Delta G \times n_{H_2}}{U \times I \times t} \times 100 \quad (\text{Equation II.12})$$

où :

$\Delta G \approx 237$  kJ/mol (valeur de référence à 25 °C)

$n_{H_2}$  : Quantité de matière d'hydrogène produite (en mol)

L'énergie électrique  $U \times I \times t$  est exprimée en joules

Cette analyse sera approfondie dans la suite du travail afin d'identifier les paramètres ayant le plus d'impact sur la performance énergétique du système.

# **Chapitre III**

## **Résultats et discussions**

Ce chapitre présente une analyse détaillée des résultats expérimentaux obtenus lors de l'électrolyse de l'eau de mer. Faisant suite à la description du dispositif expérimental, des matériaux utilisés et des protocoles de mesure, il a pour objectif de dégager les conditions opératoires les plus efficaces en vue d'optimiser la production d'hydrogène. L'approche adoptée repose sur l'évaluation de plusieurs paramètres expérimentaux, dans l'optique d'une amélioration des performances énergétiques, économiques et environnementales du procédé.

L'analyse porte notamment sur l'effet de la densité de courant, de la conductivité de l'électrolyte, du pH initial de la solution et du matériau des électrodes. Chaque paramètre est examiné individuellement afin d'en évaluer l'impact sur la quantité d'hydrogène produite, le rendement global et la consommation énergétique spécifique. Enfin, les résultats sont discutés de manière critique à la lumière des données bibliographiques disponibles, en mettant en évidence les leviers d'optimisation possibles pour une exploitation industrielle durable du procédé.

### III.1 Évolution des paramètres électrochimiques

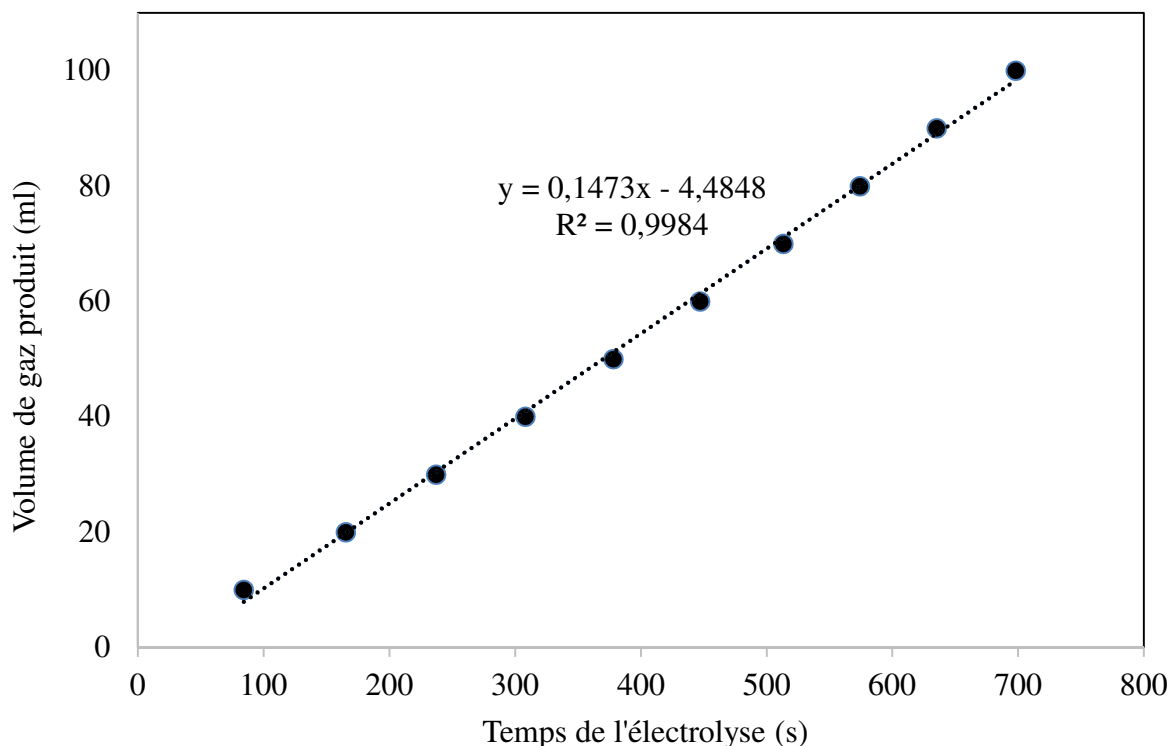
Cette section présente les résultats obtenus lors de la manipulation réalisée avec une solution d'eau de mer caractérisée par un pH initial de 8,45, une conductivité électrique  $\sigma = 58,7$  mS/cm, et une densité de courant  $J = 0,23$  A/cm<sup>2</sup> appliquée sous une tension constante de 6 V (Test 01). Les paramètres étudiés comprennent l'évolution du volume de gaz produit et celle de l'intensité de courant au cours de l'électrolyse.

#### III.1.1 Evolution du volume de gaz produit au cours de l'électrolyse

La Figure III.1 illustre la variation du volume de gaz généré au cours du temps. La courbe présente une augmentation régulière et linéaire du volume total de gaz, ce qui confirme une production continue de dihydrogène à la cathode et de chlore gazeux à l'anode, ce dernier étant issu de l'oxydation des ions chlorure (Cl<sup>-</sup>) naturellement présents dans l'eau de mer.

Ce comportement est typique d'un fonctionnement en régime galvanostatique, où le courant est maintenu constant. Cette stabilité permet d'assurer une cinétique électrochimique contrôlée. La pente de la courbe reflète le débit volumique de gaz, directement influencé par la densité de courant appliquée.

L'évolution observée met en évidence un procédé stable et efficace, sans fluctuations notables ni interruptions, ce qui atteste de la fiabilité des conditions opératoires et de la performance du système électrolytique utilisé.



**Figure III.1 :** Évolution du volume de gaz produit au cours de l'électrolyse (pH=8,45,  $\sigma = 58,7$  mS/cm et  $J = 0,23$  A/cm<sup>2</sup>).

### III.1.2 Évolution de l'intensité de courant au cours de l'électrolyse

La Figure III.2 représente l'évolution de l'intensité de courant au cours du temps dans les mêmes conditions expérimentales. Trois phases distinctes se dégagent de l'analyse :

#### 1. Phase de montée initiale (0–300 s)

L'intensité augmente progressivement de 0,93 A à 1,08 A. Cette hausse traduit l'établissement du champ électrique et la mobilisation des ions dans l'électrolyte. Elle témoigne d'une montée en régime électrochimique, favorisée par la forte conductivité de l'eau de mer. L'accroissement progressif plutôt que brutal indique une stabilisation progressive des conditions interfaciales.

#### 2. Phase de stabilisation transitoire (300–540 s)

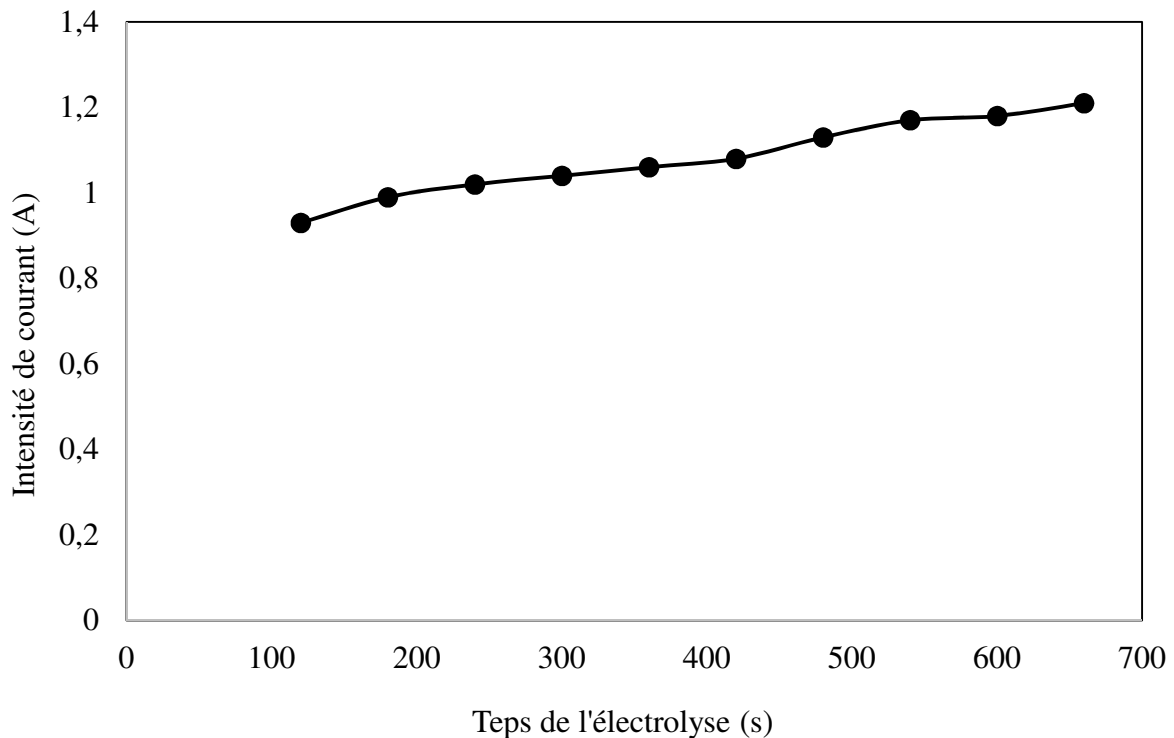
Entre 300 et 540 secondes, l'intensité continue d'augmenter, mais de manière plus modérée, atteignant un maximum de 1,21 A. Cette phase correspond à une stabilisation du fonctionnement avec une production soutenue de gaz (H<sub>2</sub> et Cl<sub>2</sub>), montrant un bon rendement de conversion électrochimique.

#### 3. Phase de légère fluctuation (540–660 s)

Après 540 s, l'intensité montre des fluctuations légères mais notables (par exemple : passage de 1,21 A à 1,17 A puis remontée à 1,19 A). Ces variations peuvent être expliquées par :

- L'accumulation de bulles de gaz sur les électrodes, modifiant la surface active,
- La formation de dépôts ou de films passifs sur les électrodes en acier,
- Des variations locales de pH influençant temporairement la conductivité ionique.

Ces observations montrent que, malgré une bonne stabilité globale du système, des phénomènes limitants peuvent apparaître en fin de cycle. Ils traduisent la nécessité de contrôler l'état des électrodes et de prévoir éventuellement un système de dégazage ou d'agitation pour améliorer la stabilité du courant et optimiser la production d'hydrogène.



**Figure III.2 :** Évolution de l'intensité de courant au cours de l'électrolyse (pH = 8,45 ;  $\sigma = 58,7$  mS/cm ;  $J = 0,23$  A/cm<sup>2</sup>).

## III.2 Influence des paramètres de fonctionnement sur la production d'hydrogène

### III.2.1 Influence de la densité de courant

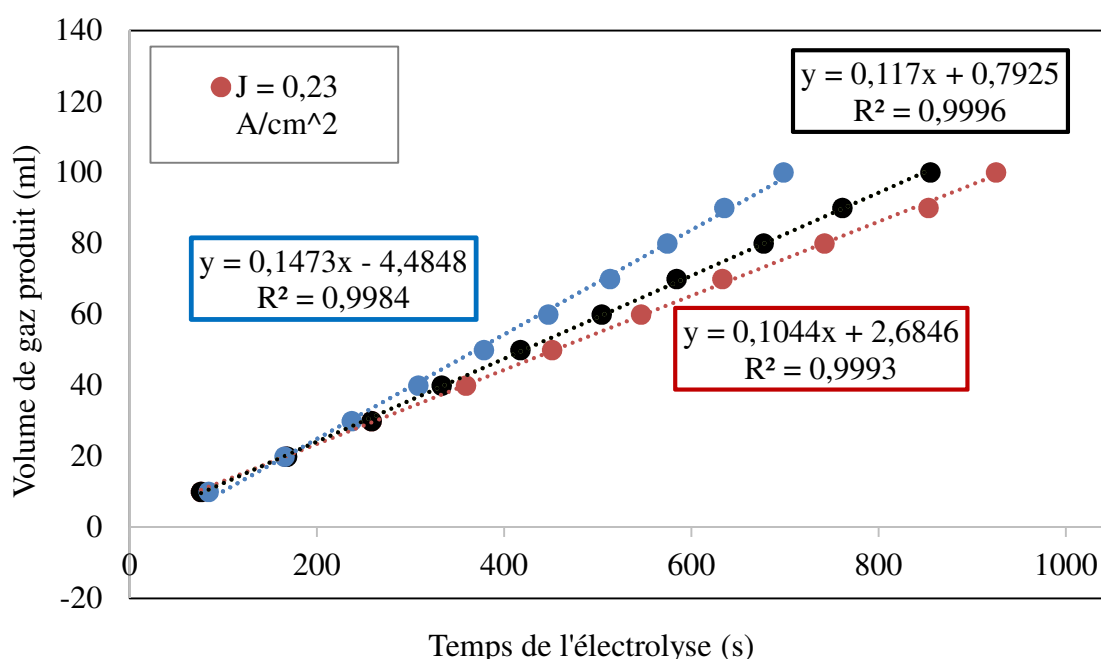
Cette section présente les résultats obtenus lors de trois essais (Tests 01 à 03) réalisés avec une solution d'eau de mer non modifiée, présentant un pH initial de 8,45 et une conductivité électrique  $\sigma = 58,7$  mS/cm. Les expériences ont été menées avec des électrodes en acier, sous une tension constante de 6 V, en faisant varier la densité de courant selon trois valeurs croissantes : 0,23 A/cm<sup>2</sup>, 0,25 A/cm<sup>2</sup> et 0,29 A/cm<sup>2</sup>.

Les figures suivantes illustrent respectivement l'évolution du volume de gaz produit au cours de l'électrolyse (Figure III.3), le débit volumique moyen d'hydrogène obtenu

expérimentalement (Figure III.4), ainsi que le rendement global de production d'hydrogène (Figure III.5), tous en fonction de la densité de courant appliquée.

### III.2.1.1 Influence de la densité de courant sur le volume de gaz produit

La Figure III.3 montre une augmentation progressive du volume de gaz généré avec le temps pour chaque densité de courant testée. On observe clairement que plus la densité de courant est élevée, plus la production de gaz est rapide et importante. Cette tendance s'explique par le fait qu'une densité de courant plus forte entraîne une vitesse de réaction électrochimique plus élevée, favorisant ainsi une libération accélérée des gaz à la cathode et à l'anode. Le volume de gaz total recueilli est donc directement proportionnel à la densité de courant appliquée.

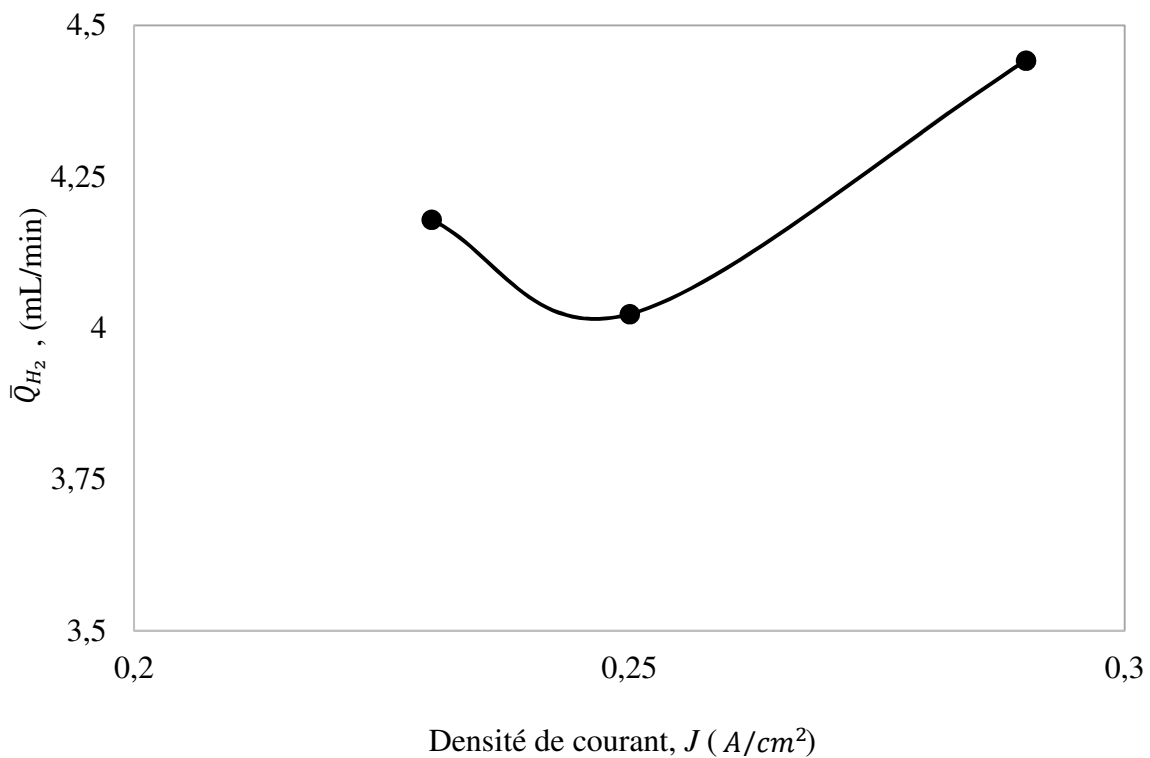


**Figure III.3 :** Évolution du volume de gaz produit au cours de l'électrolyse ( $\sigma = 58,7$  mS/cm, pH = 8,45).

### III.2.1.2 Effet de la densité de courant sur le débit volumique moyen d'hydrogène

La Figure III.4 met en évidence une augmentation quasi-linéaire du débit volumique moyen d'hydrogène en fonction de la densité de courant. Ce résultat est attendu, car selon la loi de Faraday, la quantité de matière (et donc de gaz) produite est directement liée à la charge électrique transférée. Ainsi, l'augmentation du courant entraîne un débit de production plus élevé. Cependant, cette augmentation peut s'accompagner de limitations à plus forte densité,

telles que la saturation des sites actifs ou l'accumulation de bulles gênant le transfert de charges.



**Figure III.4** : Débit volumique moyen d'hydrogène en fonction de la densité de courant ( $\sigma = 58,7$  mS/cm, pH = 8,45).

### III.2.1.3 Rendement global et consommation énergétique spécifique en fonction de la densité de courant

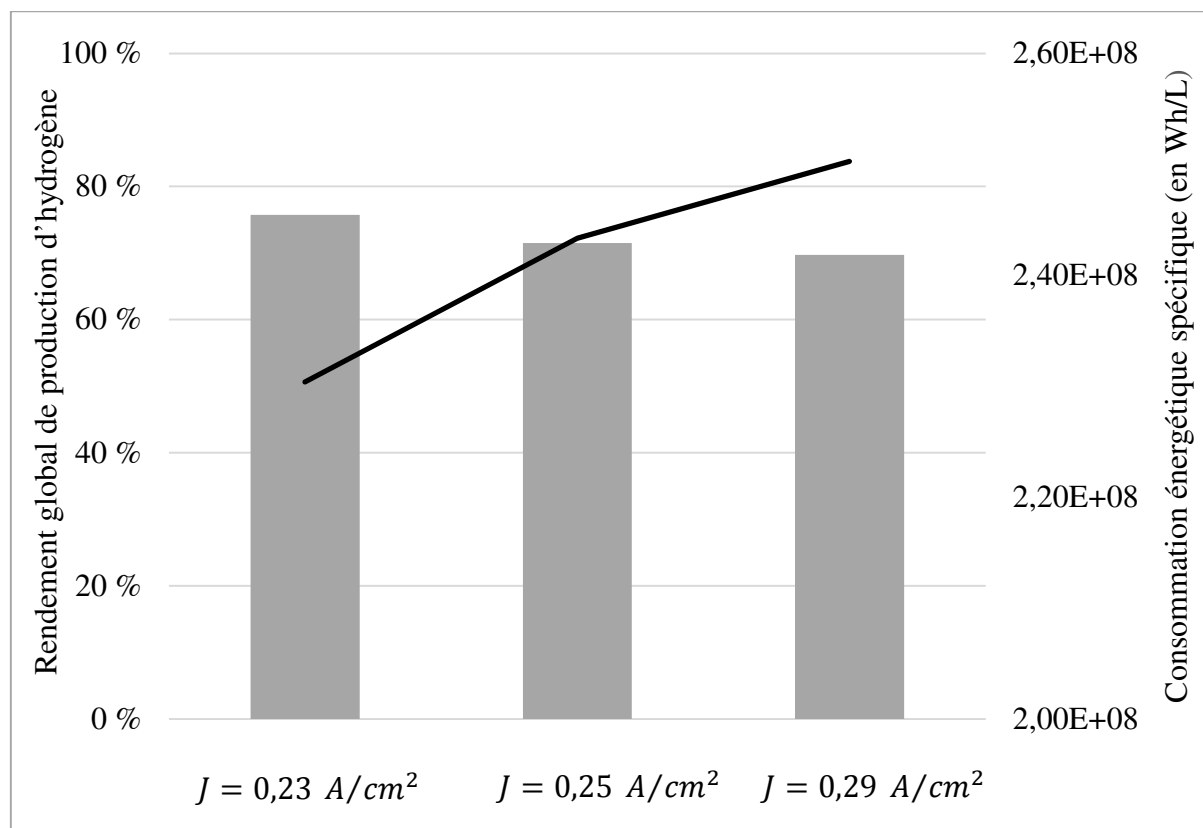
La Figure III.5 illustre l'évolution du rendement global de production d'hydrogène ainsi que de la consommation énergétique spécifique (CES) en fonction de la densité de courant.

Les résultats montrent que le rendement global augmente initialement avec la densité de courant, atteignant un maximum à  $0,25 A/cm^2$ . Cette amélioration s'explique par une intensification du transfert de charge favorisant la réaction électrochimique principale. Cependant, au-delà de cette valeur, une légère diminution du rendement est observée, notamment à  $0,29 A/cm^2$ . Cette baisse peut être attribuée à :

- l'apparition de réactions secondaires telles que l'oxydation des ions chlorure en chlore gazeux à l'anode,
- une élévation locale de la température, causant des pertes énergétiques supplémentaires,
- et une perturbation du transfert de charge due à la formation excessive de bulles de gaz à la surface des électrodes.

Parallèlement, la consommation énergétique spécifique augmente de manière progressive avec la densité de courant. Cela indique que, bien que le débit d'hydrogène soit plus important

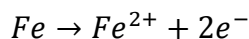
à forte densité, la quantité d'énergie nécessaire pour produire une même masse de gaz devient moins avantageuse.



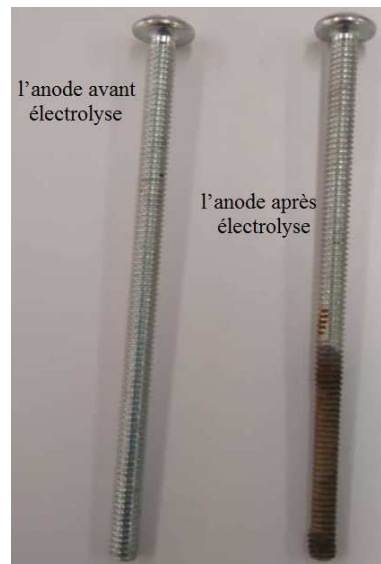
**Figure III.5** : Rendement global de production d'hydrogène et consommation énergétique spécifique en fonction de la densité de courant ( $\sigma = 58,7 \text{ mS/cm}$ ,  $\text{pH} = 8,45$ ).

#### III.2.1.4 Dégradation anodique : perte de masse de l'anode

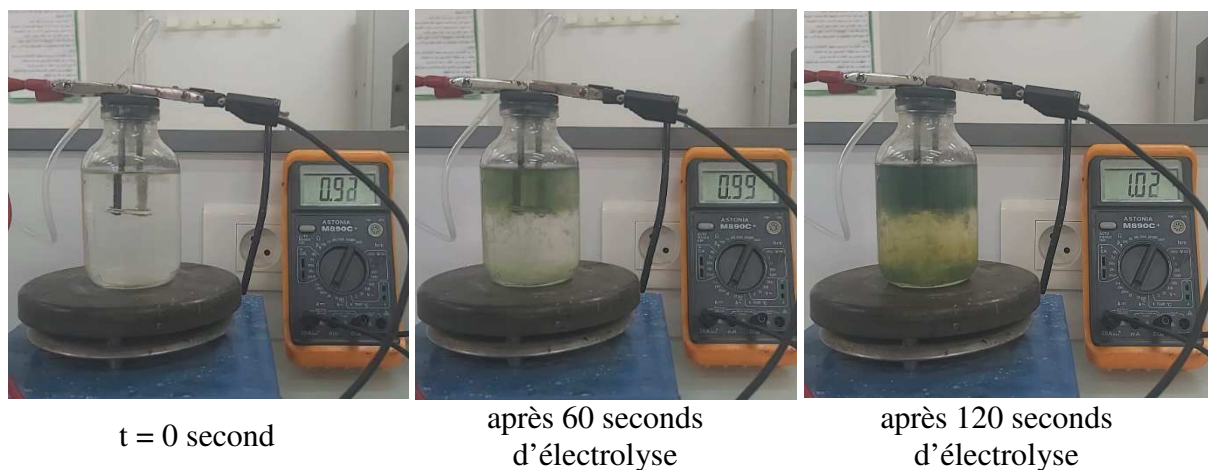
La diminution de la masse de l'anode observée après l'électrolyse (illustrée sur la Figure III.6) résulte d'un phénomène d'oxydation électrochimique du fer, conformément à la réaction suivante:



Ce processus conduit à la détérioration progressive de l'électrode, ainsi qu'à une coloration visible de la solution électrolytique (Figure III.7), témoignant de la dissolution des ions ferreux dans le milieu réactionnel.



**Figure III.6 :** Aspect de l'anode avant et après électrolyse ( $\text{pH} = 8,45$  ;  $\sigma = 58,7 \text{ mS/cm}$  ;  $J = 0,23 \text{ A/cm}^2$ ).



**Figure III.7 :** Coloration de la solution électrolytique au cours de l'électrolyse ( $\text{pH} = 8,45$  ;  $\sigma = 58,7 \text{ mS/cm}$  ;  $J = 0,23 \text{ A/cm}^2$ ).

Les mesures expérimentales effectuées lors des essais Test 02 et Test 03 mettent en évidence une corrélation directe entre la densité de courant et la perte de masse de l'anode, comme présenté dans le tableau ci-dessous :

**Tableau III.1 :** Évolution de la masse de l'anode.

Test	Densité de courant ( $\text{A/cm}^2$ )	Masse de l'anode avant (g)	Masse de l'anode après (g)	Perte de masse (g)
Test 02	0,23	5,5700	5,3400	0,2300
Test 03	0,25	5,5653	5,3096	0,2557

L'analyse des données montre que l'augmentation de la densité de courant intensifie l'oxydation de l'anode, entraînant une perte de masse plus importante. Cette usure progressive des électrodes peut, à terme, affecter la stabilité et l'efficacité du système d'électrolyse.

Ainsi, dans un contexte industriel, il est essentiel de prévoir des solutions de protection contre la corrosion, telles que l'utilisation de matériaux plus résistants à l'oxydation, l'application de revêtements protecteurs, ou encore l'optimisation des paramètres opératoires afin de prolonger la durée de vie des électrodes.

### III.2.1.5 Échauffement de la solution électrolytique

L'électrolyse entraîne un échauffement de la solution, causé par la conversion d'une partie de l'énergie électrique en chaleur. Ce réchauffement, bien que modéré, peut influencer la cinétique des réactions et la stabilité du système. Les résultats sont synthétisés ci-dessous :

**Tableau III.2** : Évolution de la température de la solution électrolytique

Test	Densité de courant (A/cm <sup>2</sup> )	Température initiale (°C)	Température finale (°C)	Élévation (°C)
Test 02	0,23	23	28	+5
Test 03	0,25	23	30	+7

Cette élévation reste dans des limites acceptables, mais dans un cadre industriel, l'ajout d'un système de régulation thermique est conseillé afin de préserver les performances électrochimiques et la sécurité.

### III.2.1.6 Choix de la densité de courant optimale

En prenant en compte l'ensemble des paramètres expérimentaux (débit de production, rendement global, stabilité thermique, usure des électrodes et consommation énergétique), la densité de courant optimale pour l'électrolyse de l'eau de mer est estimée à 0,25 A/cm<sup>2</sup>.

Cette valeur représente un compromis idéal entre :

- une production efficace d'hydrogène,
- un rendement énergétique élevé,
- une consommation électrique modérée,
- et une préservation de la durabilité des matériaux électrodes.

Par conséquent, 0,25 A/cm<sup>2</sup> est recommandé comme densité de courant de référence pour un fonctionnement stable et performant du système électrolytique dans les conditions opératoires étudiées.

### III.2.2 Effet de la conductivité de la solution électrolyte sur la production d'hydrogène

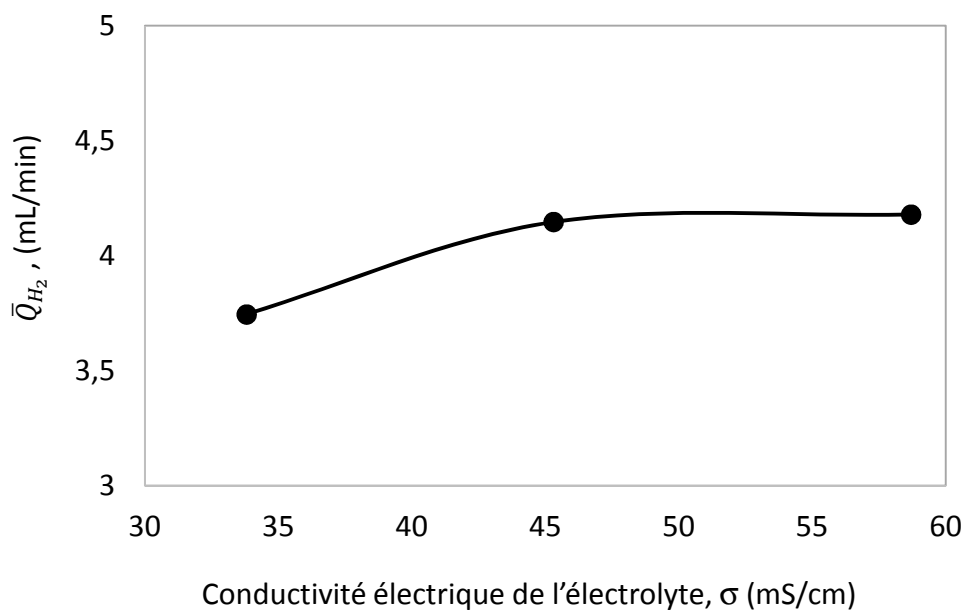
Afin d'étudier l'influence de la conductivité électrique de l'électrolyte sur les performances de l'électrolyse, des solutions ont été préparées en diluant l'eau de mer avec de l'eau distillée, tout en maintenant constants la densité de courant ( $J = 0,23 \text{ A/cm}^2$ ) et le pH initial (8,45). Trois niveaux de conductivité ont été testés :

- Test 01 (référence) :  $\sigma = 58,7 \text{ mS/cm}$
- Test 04 :  $\sigma = 33,8 \text{ mS/cm}$
- Test 05 :  $\sigma = 45,3 \text{ mS/cm}$

#### III.2.2.1 Débit volumique moyen d'hydrogène

La figure III.8 montre que le débit volumique moyen d'hydrogène augmente proportionnellement avec la conductivité de la solution. Cette amélioration est liée à une mobilité ionique accrue, qui diminue les pertes ohmiques et permet un meilleur transfert de charge entre les électrodes et l'électrolyte.

Ainsi, la solution ayant la conductivité la plus élevée (58,7 mS/cm) génère le débit le plus important, tandis que la solution la plus diluée (33,8 mS/cm) affiche un débit sensiblement plus faible.



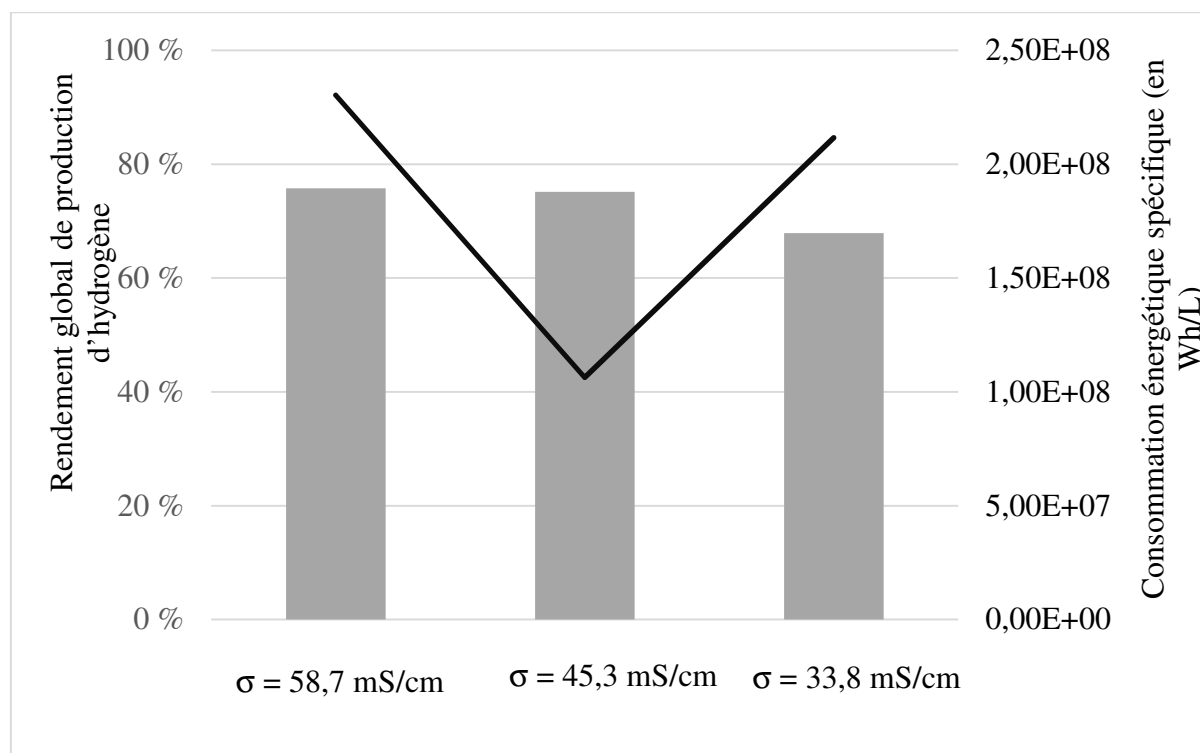
**Figure III.8 :** Débit volumique moyen d'hydrogène en fonction de la conductivité électrique ( $J = 0,23 \text{ A/cm}^2$ ,  $\text{pH} = 8,45$ ).

### III.2.2.2 Rendement global de production d'hydrogène et consommation énergétique spécifique

La figure III.9 met en évidence une tendance croissante du rendement global de production d'hydrogène avec l'augmentation de la conductivité électrique de la solution électrolytique. Une conductivité plus élevée favorise en effet le transport ionique dans l'électrolyte, ce qui permet de réduire les pertes énergétiques liées à l'effet Joule et d'améliorer l'efficacité globale du procédé.

Cependant, au-delà d'une certaine valeur, cette amélioration tend à se stabiliser. Ce phénomène suggère l'existence d'un seuil optimal de conductivité, au-delà duquel les gains supplémentaires en rendement deviennent négligeables. Autrement dit, une conductivité très élevée ne se traduit pas nécessairement par une amélioration proportionnelle des performances.

Parallèlement, la consommation énergétique spécifique diminue avec l'augmentation de la conductivité, ce qui confirme l'intérêt énergétique d'une solution électrolytique bien conductrice. Toutefois, cette diminution devient également marginale à partir d'un certain seuil, indiquant un point d'équilibre entre performance énergétique et contraintes opérationnelles.



**Figure III.9** : Rendement global de production d'hydrogène et consommation énergétique spécifique en fonction de la conductivité électrique ( $J = 0,23 \text{ A/cm}^2$ ,  $\text{pH} = 8,45$ ).

### III.2.2.3 Choix de la conductivité électrique optimale de la solution électrolyte

L'analyse des résultats expérimentaux montre une amélioration notable des performances de l'électrolyse avec l'augmentation de la conductivité de l'électrolyte, que ce soit en termes de débit volumique d'hydrogène, de rendement global ou de consommation énergétique spécifique.

La solution présentant la conductivité la plus élevée (58,7 mS/cm) permet d'atteindre les meilleures performances globales. Toutefois, les résultats obtenus avec la solution à 45,3 mS/cm restent très proches, tout en offrant un environnement électrolytique moins agressif. Cette conductivité modérée présente plusieurs avantages :

- réduction du risque de corrosion des électrodes ;
- limitation de la formation de sous-produits indésirables (ex. : chlore gazeux) ;
- meilleure stabilité à long terme du système.

Ainsi, la conductivité de 45,3 mS/cm apparaît comme un compromis optimal entre performance énergétique, sécurité opérationnelle et durabilité des matériaux. Elle permet de garantir une électrolyse efficace, tout en réduisant les effets secondaires liés à une concentration ionique trop élevée.

### III.2.3 Effet du pH initial de la solution électrolyte sur la production d'hydrogène

Dans le but d'analyser l'influence du pH initial de la solution électrolytique sur les performances de l'électrolyse, trois essais ont été menés en maintenant constants les autres paramètres expérimentaux : tension appliquée (6 V), type d'électrodes (acier), conductivité électrique ( $\approx 59,5$  mS/cm) et densité de courant ( $J = 0,25$  A/cm<sup>2</sup>). Les électrolytes ont été préparés comme suit :

- Test 03 : solution d'eau de mer brute (pH = 8,45).
- Test 06 : acidification par ajout de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (2N) pour obtenir un pH de 2,3.
- Test 07 : alcalinisation par ajout de KOH pour obtenir un pH de 10,51.

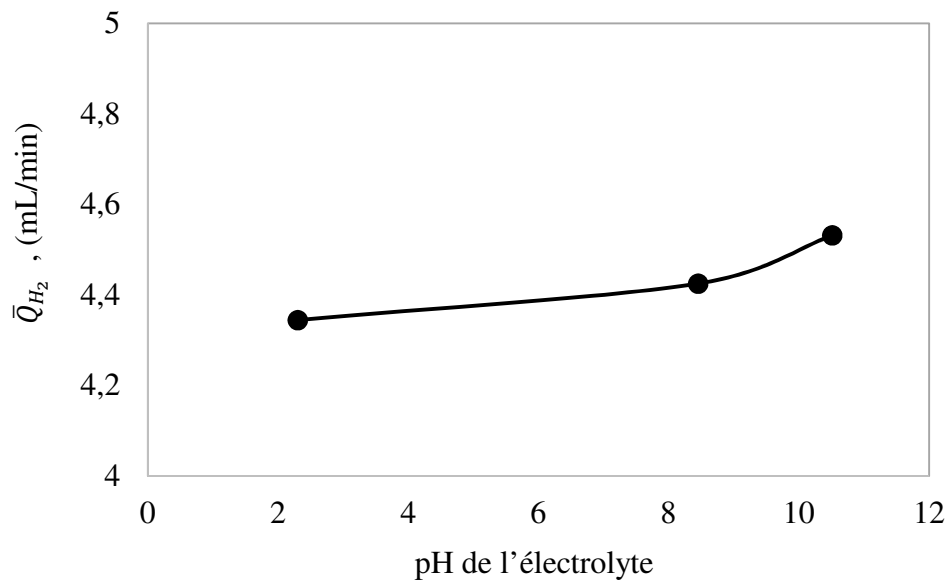
#### III.2.3.1 Débit volumique moyen d'hydrogène

La figure III.10 illustre l'effet du pH initial sur le débit volumique moyen d'hydrogène. Une tendance nette se dégage :

- Le débit le plus élevé est atteint à pH = 10,51, ce qui peut être attribué à une concentration accrue d'ions OH<sup>-</sup> dans le milieu alcalin, favorisant la cinétique de réduction cathodique de l'eau.
- À pH = 8,45, correspondant à l'eau de mer brute, le débit reste satisfaisant, représentant un bon compromis opérationnel.

- En revanche, le pH acide (2,3) induit une diminution notable du débit, probablement liée à des réactions secondaires comme la formation de chlore gazeux à l'anode, et à une polarisation accrue du système.

Ces observations confirment que des conditions alcalines sont plus favorables à la production d'hydrogène dans les conditions testées.



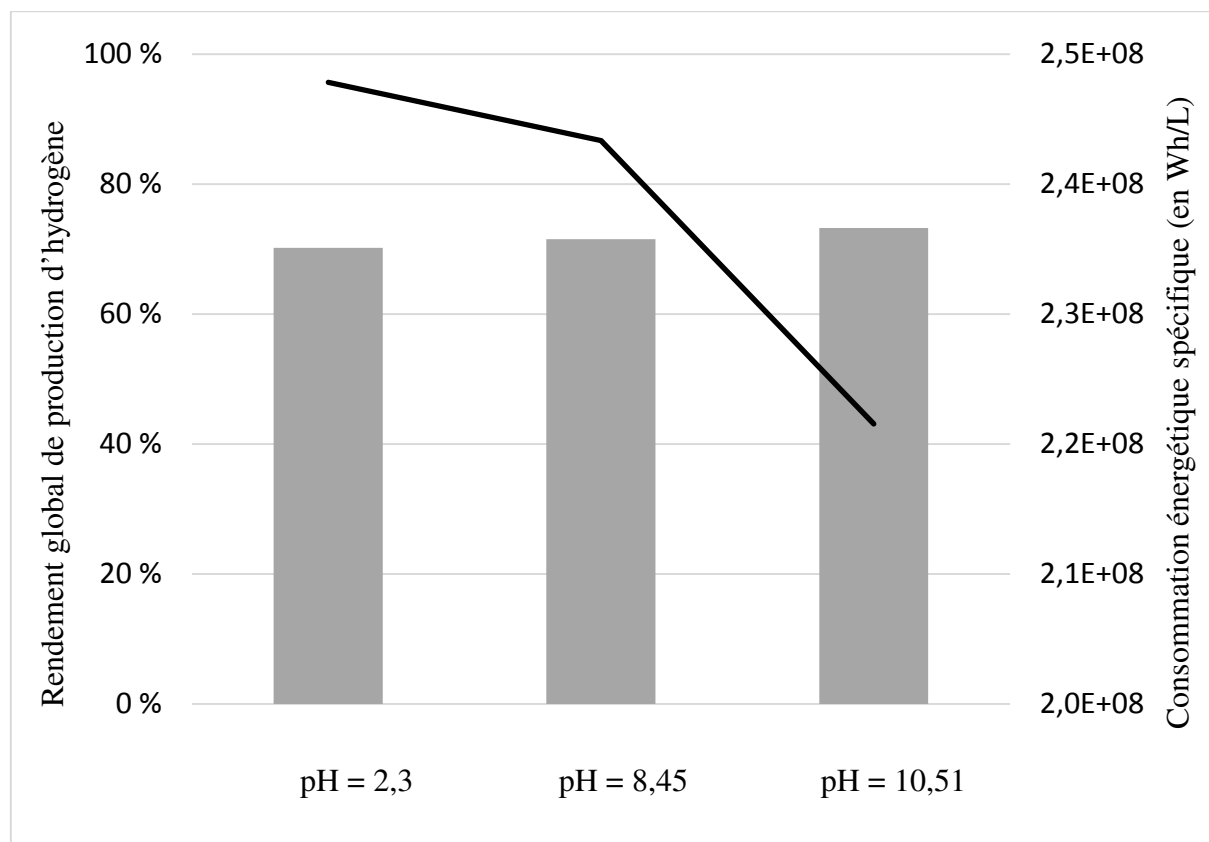
**Figure III.10 :** Débit volumique moyen d'hydrogène en fonction du pH initial de l'électrolyte ( $J = 0,25 \text{ A/cm}^2$ ,  $\sigma = 58,7 \text{ mS/cm}$ ).

### III.2.3.2 Rendement global de production d'hydrogène et consommation énergétique spécifique

La figure III.11 illustre l'influence du pH initial de la solution électrolytique sur le rendement global de l'électrolyse et la consommation énergétique spécifique :

- Le rendement maximal est atteint à  $\text{pH} = 10,51$ , ce qui souligne l'efficacité des milieux alcalins. Cette condition favorise la disponibilité des ions  $\text{OH}^-$ , améliorant la cinétique des réactions électrochimiques à la cathode.
- À  $\text{pH} = 8,45$ , correspondant à l'eau de mer brute, le rendement reste satisfaisant, ce qui confirme la faisabilité du procédé sans ajustement chimique supplémentaire.
- En revanche, à  $\text{pH} = 2,3$ , le rendement chute fortement. Cette baisse est probablement due à l'intensification des réactions secondaires (comme le dégagement de chlore), à une polarisation accrue des électrodes, et à une dissipation énergétique plus importante sous forme de chaleur.

Ces résultats montrent que le pH est un paramètre clé dans l'optimisation de l'efficacité énergétique de l'électrolyse et dans le contrôle de la qualité du gaz produit.



**Figure III.11** : Rendement global de production d'hydrogène et consommation énergétique spécifique en fonction du pH initial de l'électrolyte ( $J = 0,25 \text{ A/cm}^2$ ,  $\sigma = 58,7 \text{ mS/cm}$ ).

### III.2.3.3 Choix du pH optimal

Les essais réalisés montrent que le fonctionnement dans un environnement alcalin (pH  $\approx 10,5$ ) permet de maximiser à la fois le rendement énergétique et la production d'hydrogène. Cependant, l'ajout d'un agent alcalinisant comme le KOH engendre un coût supplémentaire et peut poser des enjeux environnementaux.

À l'inverse, utiliser l'eau de mer brute à son pH naturel de 8,45 représente une alternative économique et techniquement viable, avec un rendement légèrement inférieur mais acceptable dans de nombreuses applications industrielles.

### III.2.4 Effet du type de matériau des électrodes sur la production d'hydrogène

Pour évaluer l'influence du matériau constituant les électrodes sur les performances de l'électrolyse, trois configurations ont été testées dans des conditions opératoires identiques : tension appliquée de 6 V, densité de courant de  $0,23 \text{ A/cm}^2$ , conductivité de  $58,7 \text{ mS/cm}$  et pH initial de 8,45. Les configurations expérimentées sont les suivantes :

- Test 01 : anode et cathode en acier.

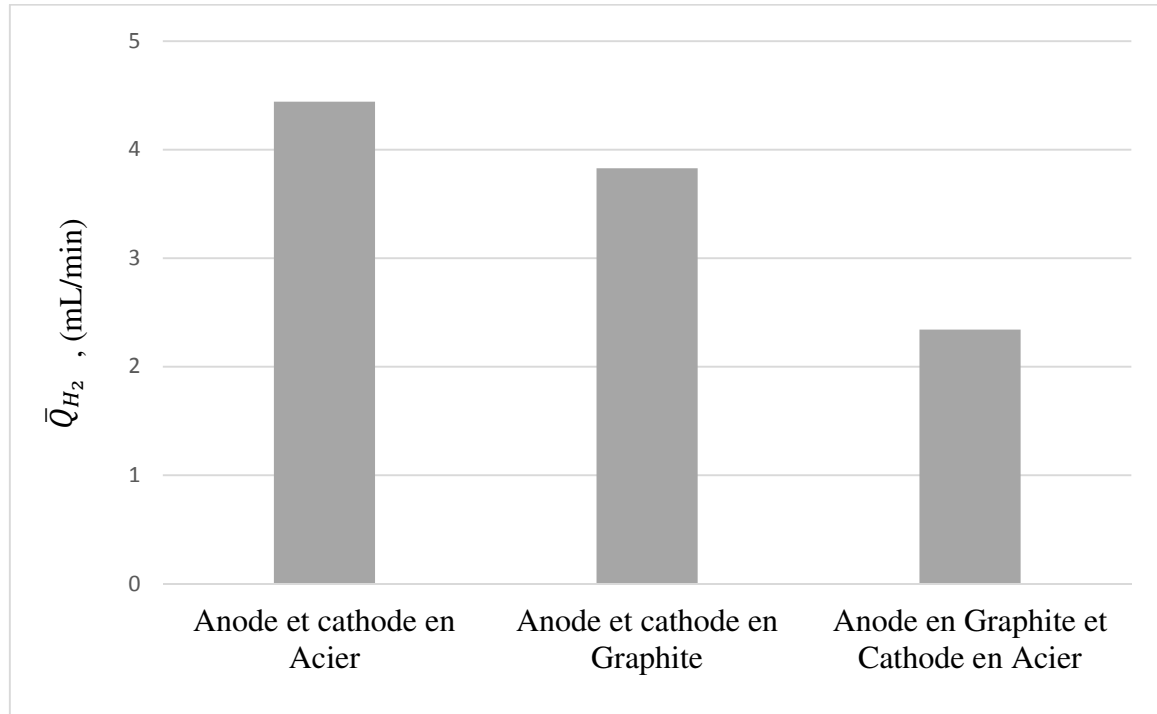
- Test 08 : anode et cathode en graphite.
- Test 09 : anode en graphite et cathode en acier (boulon).

### III.2.4.1 Débit volumique moyen d'hydrogène

La Figure III.12 illustre l'impact du matériau des électrodes sur le débit volumique moyen d'hydrogène. Les résultats montrent :

- Le débit le plus élevé est obtenu avec des électrodes en acier, probablement en raison de leur bonne conductivité électrique et de leur surface favorable aux réactions électrochimiques.
- Les électrodes en graphite (Test 08) produisent un débit significativement plus faible, ce qui pourrait être attribué à une conductivité plus faible, une polarisation plus marquée, ou une surface électrochimiquement moins active.
- La configuration mixte (graphite/anode – acier/cathode, Test 09) donne des résultats intermédiaires, suggérant que le matériau de l'anode a une influence prépondérante sur la cinétique des réactions de production d'hydrogène.

Ces observations confirment que les électrodes métalliques permettent une génération plus rapide d'hydrogène, mais posent la question de la durabilité à long terme à cause des phénomènes de corrosion.



**Figure III.12** : Évolution du débit volumique moyen d'hydrogène en fonction du type de matériau d'électrode (pH = 8,45 ;  $\sigma$  = 58,7 mS/cm ; J = 0,23 A/cm<sup>2</sup>).

### III.2.4.2 Rendement global de production d'hydrogène et consommation énergétique spécifique

La figure III.13 met en évidence l'influence du matériau constituant les électrodes sur le rendement global du procédé et la consommation énergétique spécifique. Trois configurations ont été évaluées : acier/acier, graphite/graphite, et une configuration mixte (anode en graphite et cathode en acier).

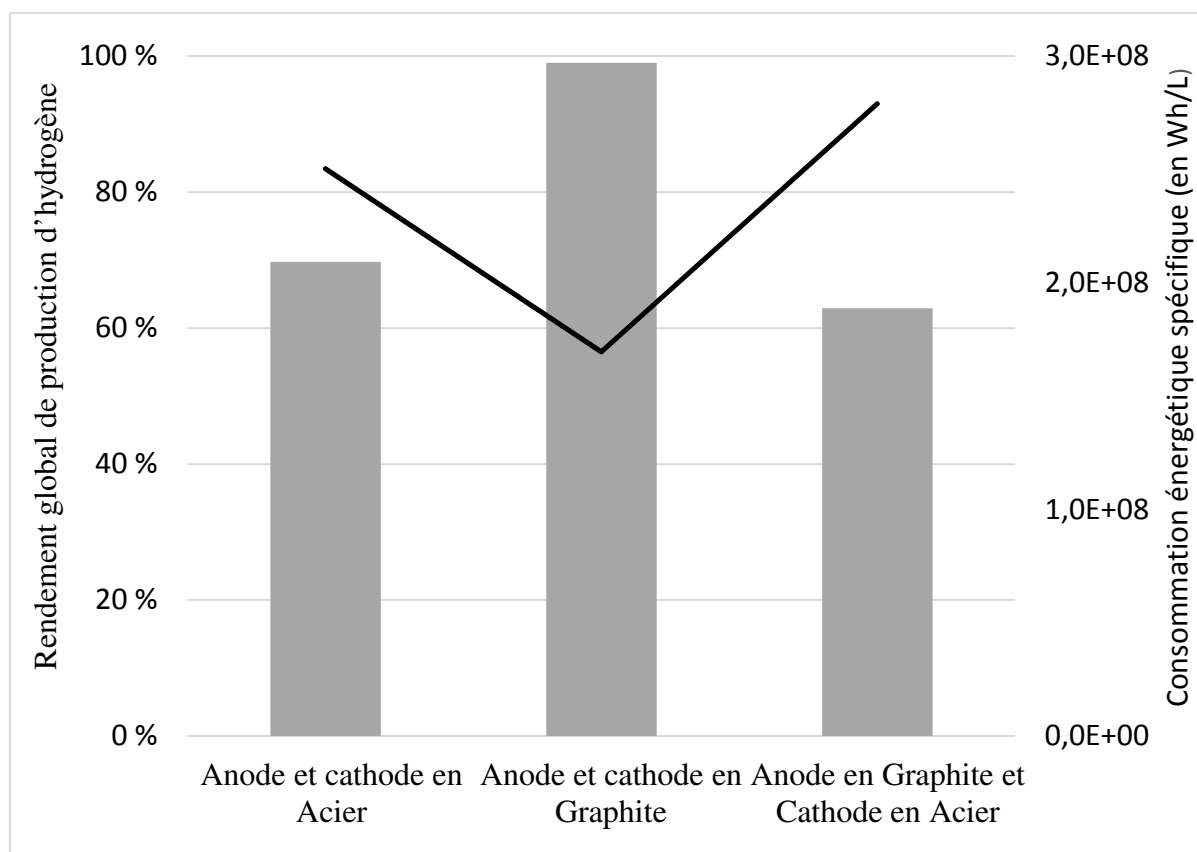
- La configuration acier/acier présente le rendement global le plus élevé, en cohérence avec les débits volumiques précédemment enregistrés. Cette performance peut être attribuée à la faible résistivité électrique de l'acier et à sa bonne conductivité de surface, qui favorisent un transfert de charge efficace.
- La configuration graphite/graphite affiche le rendement le plus faible, malgré la résistance chimique élevée du graphite. Cette contre-performance peut résulter d'une résistance de contact plus importante et d'une moindre activité électrochimique du matériau, limitant l'efficacité du transfert ionique.
- La configuration mixte (anode graphite / cathode acier) présente des résultats intermédiaires, ce qui suggère que le matériau de l'anode, où se déroulent les réactions d'oxydation, joue un rôle central dans l'optimisation de l'efficacité énergétique.

### III.2.4.3 Choix du matériau d'électrode

L'analyse des performances montre que les électrodes en acier offrent de bonnes performances en termes de rendement et de productivité. Néanmoins, leur vulnérabilité à la corrosion, en cas de fonctionnement prolongé, peut poser des limites à la durabilité du système.

Le graphite, bien que moins performant électrochimiquement, offre une meilleure stabilité chimique, ce qui le rend pertinent pour des applications nécessitant une plus grande longévité des composants.

Dans un contexte industriel, l'utilisation d'une anode en graphite et d'une cathode en acier peut constituer un compromis judicieux entre rendement, durabilité et maîtrise des coûts d'exploitation.



**Figure III.13** : Variation du rendement global de production d'hydrogène et de consommation énergétique spécifique selon le type d'électrode utilisé ( $\text{pH} = 8,45$  ;  $\sigma = 58,7$  mS/cm ;  $J = 0,23$  A/cm<sup>2</sup>).

## **Conclusion générale et perspectives**

## **Conclusion générale et perspectives**

Ce travail a porté sur l'optimisation du procédé d'électrolyse appliqué à l'eau de mer dans une optique de production durable d'hydrogène. L'objectif principal consistait à déterminer les conditions opératoires les plus performantes en termes de rendement, de consommation énergétique et de durabilité des matériaux utilisés.

Les principaux résultats peuvent être résumés comme suit :

- La densité de courant de 0,25 A/cm<sup>2</sup> s'est révélée être la plus efficace. Elle offre un bon compromis entre la quantité d'hydrogène produite, le rendement énergétique, la consommation électrique et la stabilité du système.
- Concernant la conductivité de l'électrolyte, bien que la valeur de 58,7 mS/cm ait permis d'atteindre les meilleures performances, celle de 45,3 mS/cm a été privilégiée. Cette dernière garantit un bon rendement tout en réduisant les risques de corrosion, la formation de sous-produits indésirables et l'agressivité du milieu réactionnel.
- Les essais ont également mis en évidence que le fonctionnement dans un environnement alcalin (environ pH 10,5) améliore la production d'hydrogène. Toutefois, l'ajout d'agents alcalinisants, tels que le KOH, engendre des coûts supplémentaires. Utiliser l'eau de mer à son pH naturel, situé autour de 8,45, représente une alternative économiquement viable pour de nombreuses applications.
- En ce qui concerne les matériaux d'électrodes, les électrodes en acier ont montré un bon rendement, mais leur susceptibilité à la corrosion limite leur usage à long terme. Le graphite, en revanche, présente une meilleure stabilité chimique. L'association d'une anode en graphite avec une cathode en acier peut ainsi représenter un choix équilibré entre efficacité, durabilité et maîtrise des coûts.

### **Perspectives**

À la lumière des résultats obtenus, plusieurs pistes d'approfondissement peuvent être envisagées :

- La transposition des résultats à une échelle pilote permettrait d'évaluer les performances du système dans des conditions proches de l'échelle industrielle, et de mieux cerner les contraintes pratiques.
- L'application d'outils d'optimisation multi-critères pourrait permettre d'affiner la sélection des paramètres opératoires en fonction d'objectifs spécifiques, qu'ils soient techniques, économiques ou environnementaux.

- Le couplage de l'électrolyse avec d'autres procédés, comme la filtration membranaire ou la photo-électrocatalyse, offrirait la possibilité d'améliorer encore l'efficacité globale du traitement.
- Enfin, la valorisation conjointe de l'hydrogène produit et des sous-produits issus de l'électrolyse (notamment l'oxygène ou le chlore) représente une opportunité intéressante dans une démarche intégrée d'économie circulaire.

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

جامعة محمد بوضياف المسيلة

تحسين إنتاج الهيدروجين عن طريق عملية التحليل الكهربائي لماء البحر

مشروع لنيل شهادة مؤسسة ناشئة في إطار القرار الوزاري 1275

صورة العلامة التجارية



الاسم التجاري

Hydrocell

بطاقة معلومات:

حول فريق الاشراف وفريق العمل

1- فريق الاشراف:

فريق الاشراف	
التخصص: كيمياء البيئة	(01) المشرف الرئيسي: د. بكرنتشير خليفة
التخصص: تسويق وريادة أعمال	المشرف المساعد: د. ميمون نبيلة

2- فريق العمل:

فريق المشروع	التخصص	الكلية
الطالبة: جناوي عصماء	كيمياء البيئة	العلوم

## 1. فكرة المشروع (الحل المقترح)

مجال النشاط :

صناعي-بيئي-تعليمي (تصنيع أجهزة تربية وتجريبية في مجال الطاقة المتجددة ، خاصة الهيدروجين الأخضر).

كيف بدأت الفكرة وكيف تطورت ؟

انطلقت الفكرة من ملاحظة غياب أجهزة محلية تستخدم لتجريب تقنية التحليل الكهربائي لانتاج الهيدروجين ، خاصة في المخابر الجامعية والمعاهد التقنية . كما أن الأجهزة المستوردة باهظة الثمن غير قابلة للتخصيص وأحيانا لا تتماشى مع واقع التجربة في المؤسسات الجزائرية.

تطورت الفكرة الى تصميم نموذج أولي محلي (بروتوتيب) يدمج الفعالية ، السلامة، وانخفاض التكلفة، ويكون موجها أساسا للتكوين والبحث في ميدان الطاقات النظيفة.

ما الذي سوف تقوم به؟

تطوير وتصنيع جهاز صناعي مصغر باسم "Hydrocell" ، قادر على انتاج الهيدروجين مباشرة عبر التحليل الكهربائي . سيكون الجهاز أداة تعليمية وتجريبية تستخدم في المخابر والمؤسسات التعليمية ، مع إمكانية تخصيصه حسب الحاجة.

كيف سيكون ذلك ؟

باستخدام أدوات التصنيع الرقمي (كالطباعة ثلاثية الأبعاد ) ، والاعتماد على مكونات محلية في التصنيع ، سيتم تطوير النموذج وتجميعه داخل ورش الجامعة . الجهاز سيحتوي على نظام أمان داخلي ، واجهة تشغيل بسيطة ، وقدرة على مراقبة وتحليل الأداء اثناء التجربة.

من الذي سينجز ذلك؟

فريق متكامل من الطلبة تحت اشراف أساتذة من تخصصات متعددة (كهرباء، كيمياء، تصميم صناعي).

سيتولى الفريق جميع مراحل المشروع : من الدراسة الأولية ، التصميم، الى الاختبار والترويج.

أين سيتم انجازه؟

ينجز المشروع داخل مخابر الجامعة ، ورشات النمذجة و النماذج الأولية المتوفرة، مع دعم تقني من حاضنة الاعمال الجامعية وشركاء بحث محليين.

## 2. القيم المقترحة

يمكن أن تنشأ القيم المقترحة أو المقدمة للزبائن من خلال العناصر التالية:  
الحدائق:

" Hydrocell " هو أول نموذج محلي مخصص لانتاج الهيدروجين ، موجه خصيصا للاستخدام التجريبي والتكويني في المخابر، مما يوفر أداة جديدة لم تكن متاحة من قبل في السوق الوطنية .

الأداء :

الجهاز مصمم بكفاءة عالية ويعتمد تقنيات حديثة في التحليل الكهربائي ، حيث يوفر أداء مستقرا في ظروف التشغيل المخبرية ويستجيب لتطلعات الباحثين في مجال الطاقات المتجددة .

#### التكيف:

يمكن تخصيص الجهاز حسب حاجة كل مخبر او مؤسسة تعليمية، من حيث الشكل ،طريقة التحكم، وحتى نوع التجربة ، مما يمنحه مرونة كبيرة في التكيف مع المستخدمين .

#### انجاز المهمة:

يساعد "Hydrocell" الأساتذة والباحثين والطلبة على تنفيذ تجارب دقيقة على إنتاج الهيدروجين ، بما يساهم في دعم التكوين والبحث العلمي في مجال الطاقة .

#### التصميم:

تصميم الجهاز مدمج ، بسيط وامن ، مع واجهة تشغيل واضحة وسهلة الفهم، وهو مهيأ ليستخدم من قبل غير المختصين بكل سهولة في بيئة تعليمية .

#### خفض التكاليف:

الجهاز يصنع محليا باستخدام مواد وتقنيات رقمية منخفضة التكلفة، مما يجعله أقل ب 20% من الأجهزة المستوردة ويقلل عبء الاستثمار على المؤسسات.

#### الحد من المخاطر:

جهاز بسيط وامن مصمم خصيصا للاستعمال في البيئات التعليمية، لايتطلب تشغيله مهارات تقنية عالية، ويعمل بجهد كهربائي منخفض مع نظام تشغيل مباشر يقلل من احتمالية الأخطاء أو الحوادث أثناء التجريب.

#### سهولة الوصول:

توفر النسخة المحلية من الجهاز يتيح لمخابر الجامعات والمعاهد ، التي لم يكن بمقدورها اقتناء نماذج أجنبية غالية، فرصة استخدام أداة فعالة في التكوين.

#### الملاءمة /سهولة الاستخدام :

بفضل واجهته المبسطة وتعليماته الواضحة، يمكن استعمال الجهاز بسهولة حتى من قبل الطلبة أو الأساتذة غير المختصين تقنيا ، ما يجعله مثاليا للتكوين.

#### فريق العمل:

يشرف على تطوير فريق متعدد التخصصات يجمع بين مهارات في الكهرباء ،الكيمياء ،والتصميم الصناعي، مما يضمن جودة التصميم وسلامة الأداء ، مع قدرة على التكيف حسب احتياجات الزبون.

### 3. فريق العمل :

يتكون فريق العمل من طلبة ومؤطرين جامعيين ذوي كفاءات متكاملة في مجالات الهندسة الكهربائية، الكيمياء الصناعية، وهندسة التصميم، مما يوفر بيئة متعددة التخصصات تمكن من تطوير جهاز فعال وامن.

يمتلك الفريق خبرة في :

- تصميم الدارات الكهربائية والتحكم في الأنظمة .
- دراسة التفاعلات الكيميائية المتعلقة بتحليل الكهربائي .
- تصميم ميكانيكي وصناعي باستخدام برامج النمذجة ثلاثية الابعاد .
- التصنيع الرقمي عبر تقنيات الطباعة ثلاثية الابعاد .
- التسويق التقني والتواصل مع المؤسسات التكوينية والبحثية.

تنظيم الفريق:

توزعت المهام بين الأعضاء حسب التخصص، مما سهل إنجاز مراحل المشروع بشكل متناسق. كل عضو مسؤول عن محور محدد: التصميم، التصنيع، التجريب، أو التواصل.

طرق التواصل:

يعتمد الفريق على التنسيق المباشر داخل الورشة، والاجتماعات الدورية، بالإضافة إلى استخدام البريد الإلكتروني لتبادل المعطيات، ومشاركة الملفات مع المشرفين أو الشركاء. كما يتم التواصل مع المؤسسات والمهتمين عبر البريد الإلكتروني والموقع الإلكتروني للمشروع، إضافة إلى الحضور في الفعاليات والمعارض التخصصية.

### 4. أهداف المشروع :

- تطوير نموذج أولي فعال وامن لجهاز "Hydrocell" لإنتاج الهيدروجين باستعمال التحليل الكهربائي، موجه خصيصا للمخابر ومراكز التكوين.
- تمكين مؤسسات التعليم والتكوين من إجراء تجارب علمية حقيقية في مجال الطاقة النظيفة، باستخدام جهاز محلي منخفض التكلفة، سهل التشغيل، وامن.
- سد فجوة في السوق بطرح بديل محلي عن النماذج المستوردة مرتفعة الثمن، مع القدرة على التكيف حسب متطلبات كل مؤسسة.
- تحقيق براءة اختراع وطنية لتأمين الحماية القانونية للابتكار ودعم مسار المؤسسة الناشئة تقنيا وتجاريا.
- التوسع المستقبلي نحو التصنيع التجاري للجهاز، مع إدماج خدمات مرافقة كالصيانة، التكوين، وتوفير قطع الغيار.

### 5. جدول زمني لتحقيق المشروع :

-كيفية تقسيم الهدف النهائي لبراءة الاختراع إلى مهام فردية.

- تحديد الوقت اللازم لكل مهمة.
- تحديد النتائج الرئيسية لكل مهمة.

تم تقسيم مراحل إنجاز المشروع إلى سبع خطوات زمنية (أشهر) ، يتم خلالها تنفيذ مختلف المهام الفنية والعلمية من مرحلة البحث الى مرحلة التجريب والتسجيل القانوني .يوضح الجدول التالي التوزيع الزمني لكل مهمة رئيسية ، بما يضمن تحقيق الهدف النهائي المتمثل في إعداد نموذج اولي فعال وتسجيل براءة إختراع لحمايته.

### الشهر أو الأسبوع

					✓	✓	البحث في قواعد البيانات الخاصة ببراءات الاختراع وجمع المعلومات		
				✓	✓		الشروع في الاختبارات المخبرية لإعداد النموذج الأولي		
			✓	✓	✓		تجريب النموذج الأولي		
		✓	✓	✓			تجربة النموذج الأولي خارج المخابر		
	✓						تسجيل براءة الاختراع من اجل الحصول على رقم الإيداع والحماية الصناعية		
✓							متابعة عملية الحصول على براءة الاختراع وتصحيح ملاحظات الممتحنين من inapi		

### 6. عرض القطاع السوقى :

السوق المحتمل يتمثل في المؤسسات التعليمية والبحثية، مثل :

- المخابر الجامعية والمعاهد التقنية.
- الثانويات والمدارس التقنية ذات التخصص العلمي.
- مراكز البحث والتطوير في مجالات الطاقة والبيئة .
- حاضنات الابتكار والمؤسسات الناشئة المهتمة بالهيدروجين الأخضر .

ماهو السوق الذي تستهدفه؟

في المرحلة الأولى ،يستهدف المشروع المؤسسات الجامعية ومخابر البحث التي تحتاج الى جهاز عملي ومنخفض التكلفة لاجراء تجارب التحليل الكهربائي للهيدروجين .

كما سيتم التوجه لاحقا نحو المدارس التقنية ومراكز التكوين المهني.

لماذا تم اختيار هذا السوق؟

-لوجود نقص كبير في الأجهزة التعليمية الخاصة بالطاقات المتجددة.

-الأسعار المرتفعة للأجهزة المستوردة تجعل الكثير من المؤسسات عاجزة عن اقتنائها.

-توفر رغبة حقيقية لدى الأساتذة والباحثين في إجراء تجارب تطبيقية واقعية دون الاعتماد على محتوى نظري فقط.

ماهي إمكانية التعاقد مع هذا السوق؟

إمكانية التعاقد عالية، خصوصا مع وجود اتصالات أولية مع بعض المخابر والأساتذة الجامعيين، الذين أبدوا اهتماما باقتناء الجهاز بعد تطويره .

كما أن المشروع مدعوم من طرف الحاضنة الجامعية مما يعزز فرص الوصول إلى الشراكات الرسمية.

7. قياس شدة المنافسة :

من هم المنافسون المباشرون وغير المباشرون ؟

المنافسون المباشرون يتمثلون في الشركات الأجنبية التي تباع أجهزة التحليل الكهربائي للماء، سواء للاستخدام الصناعي أو التعليمي، ومعظمها يتم استيرادها من الصين، ألمانيا أو فرنسا ، وتستخدم في بعض المخابر الجامعية أو المشاريع البحثية.

رغم توفر هذه الأجهزة في السوق الدولية، إلا أن حضورها في الجزائر محدود جدا ، وغالبا ماتكون غير مكيفة مع استعمال ماء البحر مباشرة ، كما أن أسعارها مرتفعة، ما يجعلها خارج متناول معظم المؤسسات التعليمية والبحثية المحلية.

المنافسون غير المباشرون تتمثل في بعض البدائل التعليمية مثل التجارب النظرية ،برامج المحاكاة الرقمية، أو نماذج مصنعة يدويا داخل المخابر. ورغم أنها تستعمل في بعض المؤسسات ، إلا أنها تبقى محدودة من حيث الفعالية، الدقة، والامان، ولا تعوض جهازا مخصصا لتجريب التحليل الكهربائي بشكل عملي.

ما هو عددهم و حصصهم السوقية ؟

-لا يوجد عدد كبير من المنافسين المباشرين داخل السوق الوطنية ، حيث تستورد هذه الأجهزة في الغالب بصفة فردية أو عبر صفقات خاصة نادرة .

-لا يمكن تحديد حصة سوقية دقيقة لأي جهة ، نظرا لغياب إنتاج محلي ، وعدم وجود عروض دائمة أو متوفرة بصفة مستمرة.

-المنافسة تعد ضعيفة في الوقت الحالي، مما يمنح المشروع فرصة قوية لاقتحام سوق ناشئ واحتلال موقع ريادي فيه.

ماهي نقاط قوتهم؟

-منتجات ناضجة تجاريا ومجربة تقنيا .

-دعم تقني مستقر في بعض الحالات .

-توفر ملحقات وخدمات إضافية (في حال الشراء من شركات كبيرة).

ماهي نقاط ضعفهم؟

-الأجهزة المستوردة غالبا ماتكون مكلفة (شراء + شحن + ضرائب جمركية) مما يصعب على الجامعات والمعاهد اقتناؤها ضمن ميزانياتها المحدودة.

-صعوبة الصيانة وعدم توفر قطع الغيار في السوق المحلي.

-عدم ملاءمة بعض النماذج لحاجيات التكوين او التجريب في بيئة مخبرية تعليمية.

-غياب التوفر المحلي مما يستلزم إجراءات استيراد طويلة ومعقدة.

-تعقيد واجهات الاستخدام وعدم ملاءمتها لبيئة التكوين العملي.

-غياب الدعم الفني وخدمات ما بعد البيع داخل السوق الوطنية.

ما الذي يجعل منتجك منافسا؟

-جهاز " Hydrocell " يتميز بمايلي :

-تصميم محلي بسيط وفعال موجه خصيصا للمخابر والمؤسسات التكوينية الجزائرية.

-سعر منخفض بنسبة تصل الى 20% مقارنة بالاجهزة المستوردة .

-قابلية التخصيص حسب طبيعة التجربة التعليمية أو البحثية.

-سهولة الصيانة والدعم الفني.

8. التكاليف والأعباء :

### الخطة المالية :

اولا: التكاليف:

1- حدد استثمارات المؤسسة (اقتناء الأصول الثابتة :المادية والمعنوية)

التعيين	العدد	تكلفة الوحدة(دج)	التكلفة الاجمالية(دج)
3D printer)طابعة ثلاثية الابعاد	1	150000	150000
مولد طاقة كهربائي صغير(في حالة الانقطاعات)	1	80000	80000
كماشات الخ) معدات يدوية (مفكات،كاوي،	1	25000	25000
كمبيوتر مكتبي او محمول	1	90000	90000
برنامج تصميم CAD (رخصة او مجاني)	1	20000	20000
لافتة ولوحة تعريفية للمؤسسة	1	10000	10000

تسجيل المؤسسة (CNRC) والملكية الفكرية (INAPI)	1	30000	30000
المجموع			585000

2- حدد المشتريات من المواد الأولية (الأصول المتداولة) :

أ- للوحدة الواحدة من منتجك:

المادة	العدد	تكلفة الوحدة	التكلفة الاجمالية
اقطاب كهربائية (نيكل او غرافيت الخ)	2	400	800
اسلاك توصيل كهربائي	1 متر	100	100
أنبوب بلاستيكي او زجاجي للحاوية	1	500	500
مضخة هواء صغيرة (اختيارية)	1	800	800
صمام امان صغير	1	300	300
قاعدة تثبيت/ صفيحة بلاستيكية	1	300	300
مواد تثبيت /غراء قوي	1	100	100
عبوة ماء مقطر (او مصفاة ملح)	0,5 L	50	25
ملصق لاصق تعريفى للجهاز	1	50	50
تغليف بسيط (كرتون بلاستيك) /	1	300	300
المجموع			3275 (قابل للزيادة حسب الجودة او الشراء بالجملة)

ب- مجموع الإنتاج السنوي : ( 300 وحدة)

التعيين	العدد	تكلفة الوحدة	التكلفة الاجمالية
اقطاب كهربائية (نيكل او غرافيت الخ)	300	2000	600000
اسلاك توصيل كهربائي	300 متر	300	90000
أنبوب بلاستيكي او زجاجي للحاوية	300	600	180000
مضخة هواء صغيرة (اختيارية)	100	3000	300000
صمام امان صغير	300	800	240000
قاعدة تثبيت/ صفيحة بلاستيكية	300	1000	300000
مواد تثبيت /غراء قوي	300	400	120000
عبوة ماء مقطر (او مصفاة ملح)	300L	200	60000
ملصق لاصق تعريفى للجهاز	300	100	30000
تغليف بسيط (كرتون بلاستيك) /	300	200	60000
المجموع			1980000

3- حدد أجور عمال المؤسسة :

الوظيفة	العدد	الراتب الشهري	اجمالي الرواتب الشهرية	اجمالي الرواتب السنوية
عامل تقني (تصنيع وتجميع)	1	30000	30000	360000
مساعد تقني او طالب متدرب	1	15000	15000	180000
محاسب اداري (دوام جزئي)	1	10000	10000	10000
الإجمالي				55000

4- حدد التكاليف الأخرى المتنوعة (أعباء خارجية) :

التعيين	الشهرية (دج)	السنوية (دج)
كراء ورشة صغيرة او مساحة عمل	15000	180000
كهرباء	5000	60000
ماء	1000	12000
انترنت واتصالات	3000	36000
مستلزمات مكتبية(ورق واقلام الخ)	1000	12000
صيانة المعدات والأدوات	4000	48000
نقل وتوصيل (توصيل مواد /منتوج	5000	60000
تسجيل وتجديد تراخيص	-	30000
تغليف وتعبئة	10000	120000
خدمات استشارية او محاسبية	-	12000
مواد تنظيف وصيانة المكان	2000	24000
المجموع	31000	414000

ثانيا: رقم الاعمال :

Prouduit A destiné client	N-2	N-1	N	N+1	N+2	N+3	N+4
Quantité produit A	0	50	300	400	500	600	700
Prix HT produit A	-	27000	27000	27000	27000	27000	27000
Ventes produit A	0	1350000	8100000	10800000	13500000	16200000	18900000

Chiffre d'affaires global	0	1350000	8100000	10800000	13500000	16200000	18900000
Quantité produit B	0	0	0	0	100	150	200
Prix HT produit B	-	-	-	-	30000	30000	30000
Ventes produit B	0	0	0	0	3000000	4500000	6000000
Chiffre d'affaires global	0	0	0	0	3000000	4500000	6000000

اجمالي رقم الاعمال للمنتوجين

A=68850000 DA

B=13500000 DA

9. النموذج الاولي التجريبي

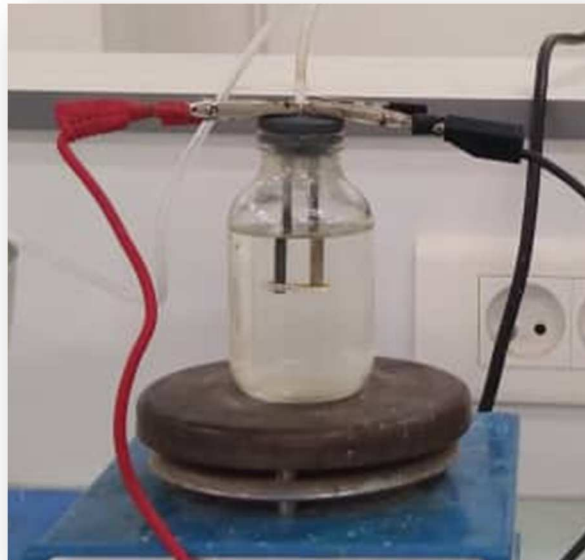


Photo de la cellule

**BMC**  
**(Business Model Canvas)**

<p><b>key partners</b> الشركات الرئيسية</p> <p>حاضنة الاعمال جامعة المسيلة -شركات التأمين. -مديرية الصناعة. -مراكز أبحاث وجامعات -البنوك ومؤسسات التمويل . -وزارات الطاقة والبيئة. -جمعيات البيئة المستدامة. مزودو المواد :-الموردون الأولية والمكونات التقنية للتصنيع</p>	<p><b>key activities</b> الأنشطة الرئيسية</p> <p><b>التخطيط:</b> -دراسة احتياجات السوق . -تصميم نموذج اولي قابل للتوسعة. <b>الإنتاج :</b> باستخدام الطباعة ثلاثية الابعاد والتجميع اليدوي. -اختبار الأداء والتحقق من الجودة. <b>التسويق من خلال اعداد</b> فيديوهات تعريفية، المشاركة في المناقصات،المشاركة في معارض الطاقة والاستدامة، بناء شبكة عملاء محتملة.</p>	<p><b>value proposition</b> القيم المقترحة</p> <p>"هو Hydrocell" جهاز مطور للتحليل الكهربائي وإنتاج الهيدروجين، يقدم المشروع القيم التالية: <b>الحدثة والابتكار،</b> فهو اول بروتوتيب محلي مصغر منخفض التكلفة لإنتاج الهيدروجين الأخضر في المخبر <b>القيمة بالحد من المخاطر:</b>وفر نموذج اختبار منخفض التكلفة قبل الاستثمار في أنظمة كبرى. <b>القيمة بالتخصيص او التمييز:</b>إمكانية تخصيص البروتوتيب حسب احتياجات البحث او الإنتاج. <b>القيمة بالخدمة الشاملة:</b> -من التصميم حتى التشغيل والدعم الفني . <b>القيمة بالأداء العالي:</b> -تصميم فعال ومبني على تقنيات التحليل الكهربائي الحديثة. <b>القيمة بالسعر:</b> من 20%-اقل بنسبة النماذج المستوردة. <b>التقليل من التكاليف عن طريق:</b> -استخدام مواد محلية وتقنيات تصنيع رقمية. <b>سهولة الاستخدام:</b> -واجهة تشغيل بسيطة وتعليمات واضحة.</p>	<p><b>customer relationship</b> العلاقات مع العملاء</p> <p><b>خلق العلاقة :</b> -تقديم عينات مجانية لمخابر جامعات مختارة لاختبار البروتوتيب ونشر نتائجه . تنظيم مقابلات تقنية وإعلامية مع مختصين للتعريف بالتقنية .حضور معارض وفعاليات دولية مخصصة للطاقة النظيفة والابتكار . <b>تطوير العلاقة:</b>متابعة شخصية مع الباحثين والمستخدمين الأوائل لجمع ملاحظاتهم وتحسين المنتج . -انشاء نشرة إخبارية رقمية لابقاء العملاء على اطلاع بالتحديثات والتطورات التقنية للمنتج. <b>استدامة العلاقة:</b>تواصل مباشر مع العملاء الأوائل ،دعم فني مستمر عبر منصة الكترونية ،وخدمات مابعد البيع لبناء ولاء طويل الأمد .</p>	<p><b>customer segments</b> شرائح العملاء</p> <p><b>المستهدف :</b> مخابر البحث الجامعية . - المراكز البحثية التعليمية التي تجري ابحاثا تجريبية في مجالات الطاقة النظيفة وتحتاج لنماذج أولية تعليمية لأغراض بحثية . - المعاهد التقنية والمهنية التي تدرس تخصصات مثل تكنولوجيا الطاقة المتجددة او الكيمياء الصناعية وتحتاج أجهزة مبسطة وفعالة . <b>المحتمل:</b> -مخابر وجامعات دولية رائدة في أبحاث الطاقة . - مستثمرون مهتمون بمشاريع الهيدروجين . - جهات تنظيمية تسعى لتقييم تقنيات جديدة . - شركات ناشئة عالمية في مرحلة التجريب . - منظمات بيئية دولية تدعم الابتكار المستدام .</p>
<p><b>key resources</b> الموارد الرئيسية</p> <p>المادية مثل أجهزة التصنيع وتقنية 3D(طابعات نمذجة سريعة)، مواد اولية ،مخابر بحث جامعية (ضمن شراكات اكااديمية استراتجية) ، شراكات مع مراكز بحث وتطوير لتحسين النموذج و التوسع. البشرية: -مهندسو كهرباء وكيمياء، تقنيون في التصنيع ،مختصون في التسويق والمبيعات. <b>المالية</b> مثل تمويل اولي من البنوك والصندوق الوطني للمؤسسات الناشئة او منح. <b>التكنولوجية :</b> -برامج تصميم ومحاكاة أنظمة مراقبة الاداء.</p>	<p><b>الموارد الرئيسية</b> key resources</p>	<p><b>channels</b> القنوات</p> <p><b>قنوات مباشرة</b> عن طريق بيع المنتج مباشرة للزبائن عبر الايميل، المشاركة في المناقصات الوطنية، الموقع الالكتروني الذي يحتوي على تفاصيل المنتج . <b>قنوات غير مباشرة</b> مثل الوكلاء المعتمدين او تجار بيع الأدوات المخبرية.</p>	<p><b>revenue streams</b> مصادر الإيرادات</p> <p><b>سعر المنتج او الخدمة :</b> -سعر بيع الجهاز بالجملة والتجزئة . -بيع قطع غيار . -صيانة ودعم فني مدفوع. -شراكات البحث والتطوير . -دورات تدريبية مدفوعة على استخدام الجهاز .</p>	
<p><b>cost structure</b> هيكل التكاليف</p> <p><b>التكاليف الاستثمارية :</b> -تطوير النموذج الاولي. -شراء معدات وأدوات تصنيع. -تصميم العلامة التجارية والمنصة. <b>التكاليف التشغيلية :</b> -تصنيع وتجميع الأجهزة. -أجور فريق العمل. -تكاليف الترويج والتوزيع.</p>				

# Références

- [1] International Energy Agency (IEA). (2023). *Global Hydrogen Review, 2023*. <https://www.iea.org/reports/global-hydrogen-review-2023>
- [2] European Commission. (2020). *Hydrogen Strategy for a Climate-Neutral Europe*. [https://energy.ec.europa.eu/topics/energy-systems-integration/hydrogen\\_en](https://energy.ec.europa.eu/topics/energy-systems-integration/hydrogen_en)
- [3] Nature Energy. (2022). Seawater electrolysis for hydrogen production: A solution to water scarcity? <https://www.nature.com/articles/s41560-022-01041-4>
- [4] Nature Catalysis. (2023). Advances and challenges in seawater electrolysis for hydrogen production. <https://www.nature.com/articles/s41929-023-00912-3>
- [5] Nicholson, W., & Carlisle, A. (1800). Account of the new electrical or galvanic apparatus of Sig. Volta, and experiments performed with the same. *Journal of Natural Philosophy, Chemistry and the Arts*.
- [6] Lewis, N. S., & Nocera, D. G. (2006). Powering the planet: Chemical challenges in solar energy utilization. *Proceedings of the National Academy of Sciences*, 103(43), 15729–15735. <https://doi.org/10.1073/pnas.0603395103>
- [7] SUEZ Water Handbook. (n.d.). Principes de base – Définitions de l'électrolyse. Lien non disponible.
- [8] Labbé, J. (2006). *L'hydrogène électrolytique comme moyen de stockage d'électricité pour systèmes photovoltaïques isolés* (Thèse de doctorat). École des Mines de Paris.
- [9] Pierre, H. Bernard, B. Franco, R. Willi, W. Jean-Marc, Z. (2005). *L'HYDROGÈNE, FUTUR VECTEUR ENERGÉTIQUE ?*. Rapport de recherche. Université, Genève.
- [10] Carmo, M., Fritz, D. L., Mergel, J., & Stolten, D. (2013). A comprehensive review on PEM water electrolysis. *International Journal of Hydrogen Energy*, 38(12), 4901–4934. <https://doi.org/10.1016/j.ijhydene.2013.01.151>
- [11] Silberberg M. (2012). *Chimica. La natura molecolare della materia e delle sue trasformazioni* (3rd ed.; S. Licocchia, trad.). McGraw-Hill.
- [12] Amores, E., Sánchez, M., Rojas, N., & Sánchez-Molina, M. (2021). Renewable hydrogen production by water electrolysis. In S. Dutta & C. M. Hussain (Eds.), *Sustainable Fuel Technologies Handbook* (pp. 271-313). Academic Press.
- [13] Morozov, V. N., & Aleskovskii, V. B. (1971). *Soviet electrochem*, 7(9), 1220-1222.
- [14] Damien, A. (2002). Hydrogène par électrolyse de l'eau. *Techniques de l'Ingénieur, traité Génie des procédés*.

- [15] Schalenbach, M., Carmo, M., Fritz, D. L., Mergel, J., & Stolten, D. (2018). Alkaline water electrolysis: Effects of electrode materials and electrolyte composition. *Journal of The Electrochemical Society*, 165(5), F305–F314. <https://doi.org/10.1149/2.0881805jes>
- [16] Intergovernmental Oceanographic Commission of UNESCO. (2011). *The international thermodynamic equation of seawater – 2010 (TEOS-10)*. UNESCO. <https://www.teos-10.org>
- [17] Millero, F. J. (2006). *Chemical oceanography* (3rd ed.). CRC Press.
- [18] Pilson, M. E. Q. (2013). *Chemical oceanography: Element fluxes in the sea*. Cambridge University Press.
- [19] Bruland, K. W., & Lohan, M. C. (2003). Controls of trace metals in seawater. In H. D. Holland & K. K. Turekian (Eds.), *Treatise on geochemistry* (Vol. 6, pp. 23–47). Elsevier.
- [20] Dresp, S., Dionigi, F., Klingenhof, M., & Strasser, P. (2020). Direct electrolytic splitting of seawater: Opportunities and challenges. *Energy & Environmental Science*, 13(6), 1725–1736. <https://doi.org/10.1039/C9EE03566A>
- [21] Sharqawy, M. H., Lienhard, J. H., & Zubair, S. M. (2010). Thermophysical properties of seawater: A review of existing correlations and data. *Desalination*, 264(1–2), 135–147. <https://doi.org/10.1016/j.desal.2010.07.007>
- [22] Fofonoff, N. P., & Millard, R. C. Jr. (1983). *Algorithms for computation of fundamental properties of seawater* (UNESCO Technical Papers in Marine Science No. 44). UNESCO. <https://unesdoc.unesco.org/ark:/48223/pf0000059832>
- [23] Johnson, K. S., et al. (2015). CTD sensors for oceanography. *Oceanography*, 28(3), 168–181.
- [24] McDougall, T. J., & Barker, P. M. (2011). *Getting started with TEOS-10 and the Gibbs Seawater (GSW) Oceanographic Toolbox*. SCOR/IAPSO WG127.
- [25] Kirk, J. T. O. (2011). *Light and photosynthesis in aquatic ecosystems* (3rd ed.). Cambridge University Press.
- [26] International Association for the Properties of Water and Steam. (2008). *Release on the IAPWS formulation 2008 for the thermodynamic properties of seawater*.
- [27] International Renewable Energy Agency. (2020). *Hydrogen: A renewable energy perspective*. <https://www.irena.org/publications/2019/Sep/Hydrogen-A-renewable-energy-perspective>
- [28] U.S. Department of Energy. (2022). *Hydrogen production technical team roadmap*. <https://www.energy.gov/eere/fuelcells/hydrogen-production-technical-team-roadmap>
- [29] Tong, W., Forster, M., Dionigi, F., Dresp, S., Sadeghi Erami, R., Strasser, P., ... & Cowan, A. J. (2020). Electrolysis of low-grade and saline surface water. *Nature Materials*, 19(3), 266–276. <https://doi.org/10.1038/s41563-019-0531-0>

- [30] Kusoglu, A., & Weber, A. Z. (2016). New insights into perfluorinated sulfonic-acid ionomers. *Chemical Reviews*, 116(1), 6357–6423. <https://doi.org/10.1021/acs.chemrev.6b00159>
- [31] Lu, X., Zhao, C., & Zhang, J. (2021). Competitive ion adsorption in electrochemical systems. *ACS Catalysis*, 11(5), 2498–2510. <https://doi.org/10.1021/acscatal.0c05017>
- [32] Shiva Kumar, S., & Himabindu, V. (2021). Hydrogen production by PEM water electrolysis – A review. *Materials Science for Energy Technologies*, 4, 442–454. <https://doi.org/10.1016/j.mset.2021.10.002>
- [33] Nayak, J. K., Ghosh, A. K., & Palit, D. (2021). Direct seawater electrolysis: Design strategies and challenges. *Desalination*, 500, 114872. <https://doi.org/10.1016/j.desal.2020.114872>
- [34] Pletcher, D., Li, X., & Wang, L. (2020). Electrocatalysis in seawater electrolysis. *Electrochimica Acta*, 337, 135790. <https://doi.org/10.1016/j.electacta.2020.135790>
- [35] Vecchio, K. S., Gerhardt, R. A., & Sieradzki, K. (2019). Biofouling and corrosion in marine environments. *Corrosion Science*, 157, 1–15. <https://doi.org/10.1016/j.corsci.2019.05.021>
- [36] Pollutec. (s.d.). Quelles certifications pour l'hydrogène vert ? Récupéré de <https://learnandconnect.pollutec.com/guide-hydrogene-vert/quelles-certifications-hydrogene-vert/>
- [37] Asseli, R. (s.d.). Thèse : Étude sur les électrodes de type Ni-Raney. Université de Sétif. [http://dspace.univ-setif.dz:8888/jspui/bitstream/123456789/3626/1/Th%C3%A8se%20ASSELI%20Rabah%20\(biblioth%C3%A8que\).pdf](http://dspace.univ-setif.dz:8888/jspui/bitstream/123456789/3626/1/Th%C3%A8se%20ASSELI%20Rabah%20(biblioth%C3%A8que).pdf)
- [38] Latypova, R., et al. (2020). Hydrogen-induced stress corrosion cracking studied by the novel tuning-fork test method. *Materials and Corrosion*. [https://research.aalto.fi/files/43695032/ENG\\_Latypova\\_et\\_al\\_Hydrogen\\_induced\\_stress\\_Materials\\_and\\_Corrosion.pdf](https://research.aalto.fi/files/43695032/ENG_Latypova_et_al_Hydrogen_induced_stress_Materials_and_Corrosion.pdf)
- [39] TÜV Rheinland. (2023, 27 juillet). Certification Hydrogène Vert : Norme H2.21 sur l'hydrogène renouvelable et à faible émission de carbone. Récupéré de <https://www.tuv.com/landingpage/fr/hydrogen-technology/main-navigation/certification/certification-of-green-hydrogen/>
- [40] France Hydrogène. (2020, mai). Fiche 7.3 - Normes et règlements. Récupéré de [https://s3.production.france-hydrogene.org/uploads/sites/4/2021/11/Fiche\\_207.3\\_20-20Normes\\_20et\\_20r\\_C3\\_A9glements\\_R\\_C3\\_A9v.\\_20mai\\_202020\\_20PM.pdf](https://s3.production.france-hydrogene.org/uploads/sites/4/2021/11/Fiche_207.3_20-20Normes_20et_20r_C3_A9glements_R_C3_A9v._20mai_202020_20PM.pdf)
- [41] France Hydrogène. (s.d.). La réglementation applicable à l'hydrogène. Récupéré de <https://www.france-hydrogene.org/panorama-de-la-reglementation/>
- [42] Youmatter. (s.d.). Hydrogène vert, la réglementation floue de l'Union Européenne. Récupéré de <https://youmatter.world/fr/categorie-economie-business/hydrogene-vert-renouvelable-reglementation-europeenne/>

- [43] F-Initiatives. (2024, 9 décembre). La Commission européenne définit des règles de l'hydrogène renouvelable dans l'UE. Récupéré de <https://www.f-initiatives.com/actualites/fiscalite/la-commission-europeenne-definit-des-regles-de-lhydrogene-renouvelable-dans-lue/>
- [44] Chen X., Chen G., Yue P. L. (2013). *Seawater Electrolysis for Hydrogen Production: An Energy-Efficient Way of Hydrogen Production by Utilizing Renewable Energy, Desalination*. DOI: 10.1016/j.desal.2013.05.034
- [45] Bard A. J., Faulkner L. R. (2001). *Electrochemical Methods: Fundamentals and Applications*, 2nd ed. Wiley.