



15. Cinétique électrochimique

Nous avons vu, à travers les diagrammes potentiel-pH notamment, tous les aspects thermodynamiques des réactions électrochimiques. Cependant, certains processus ne s'expliquent pas par une description purement thermodynamique : certaines réactions qui devraient être thermodynamiquement favorisées ne se font pas, et on constate également que la corrosion des métaux est généralement non uniforme, mais que les métaux sont souvent plus attaqués à des endroits spécifiques.

Pour comprendre ces phénomènes, nous allons dans un premier temps montrer que la cinétique des réactions électrochimiques est reliée au courant électrique qui arrive ou part de la zone dans laquelle la réaction se produit (typiquement, une électrode ou une région soumise à la corrosion). Nous expliquerons ensuite de manière phénoménologique les différents facteurs influençant la vitesse de la réaction chimique.

15.1 Mesure expérimentale de la vitesse de réaction

15.1.1 Vitesse de réaction

On considère une électrode, à laquelle arrive un courant i . Par convention, i est compté positivement lorsqu'il arrive à l'électrode. On suppose que la réaction électrochimique se produisant au niveau de l'électrode fait intervenir un couple rédox Ox/Red tel que :



Capacité exigible 1 Montrer que l'intensité arrivant à l'électrode est proportionnelle à la vitesse de la réaction. On étudiera séparément le cas d'une oxydation et d'une réduction.

En pratique, on pourra donc directement mesurer la vitesse d'une réaction électrochimique à l'aide d'un ampèremètre, ce qui rend les études cinétiques nettement plus simples sur des réactions électrochimiques se produisant à une électrode que sur la plupart des réactions en solution aqueuse.

15.1.2 Montage à trois électrodes

Pour mesurer le courant i , on utilise un montage particulier appelé le montage à trois électrodes, qui va nous permettre de réaliser une mesure en contrôlant les conditions dans lesquelles se fait la réaction, et en particulier de tracer le courant i en fonction du potentiel de l'électrode. On utilise les électrodes suivantes :

- Une électrode de travail : c'est sur cette électrode que se produit la réaction chimique qui nous intéresse ;
- Une électrode de référence, dont le potentiel est connu précisément (on pourra ainsi mesurer la différence de potentiel entre l'électrode de référence et l'électrode de travail) ;
- Une contre-électrode servant à fermer le circuit électrique (sinon, les électrons ne peuvent pas circuler).

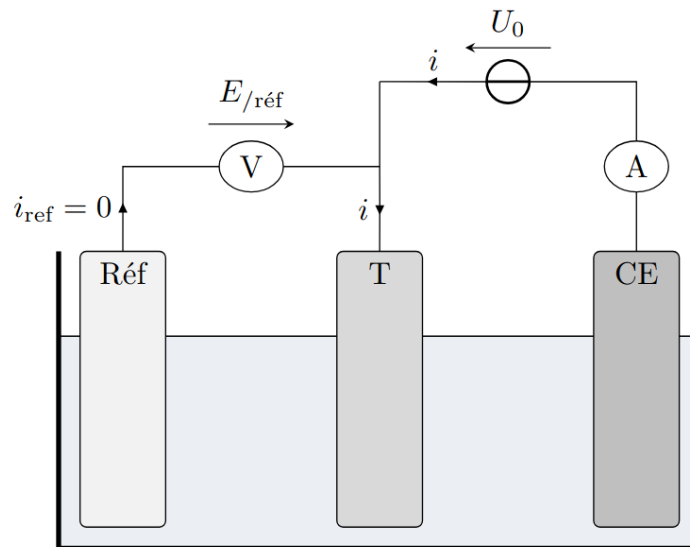


FIGURE 15.1 – Montage à trois électrodes. Source : ploy de cours de Etienne Thibierge.

Nous allons nous intéresser plus précisément à ces trois électrodes :

Electrode de travail

L'électrode de travail peut être utilisée comme cathode ou comme anode, selon la nature de la réaction électrochimique qui s'y produit (oxydation ou réduction). La nature de l'électrode peut dépendre de la réaction qui s'y produit :

- Dans le cas d'une réaction entre un métal et un cation métallique, on choisit souvent une électrode constituée du métal en question, on parle alors d'une électrode de première espèce. De la matière peut alors être ajoutée ou retirée à l'électrode lorsque la réaction se produit. C'est le cas, par exemple, d'une électrode en fer dans une réaction qui fait intervenir le couple $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) / \text{Fe}(\text{s})$.
- Dans d'autres cas, l'électrode est constituée d'un métal inerte comme le platine. Les composés qui réagissent sont en solution ou gazeux et l'électrode agit uniquement comme un support de la réaction, par lequel les électrons peuvent être fournis ou extraits de la solution aqueuse. On parle alors d'une électrode de 3e espèce. C'est le cas, par exemple, d'une électrode de platine sur laquelle l'eau est réduite en dihydrogène (couple $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$).

Electrode de référence

Afin de connaître le potentiel de l'électrode de travail, il est nécessaire de mesurer la tension entre l'électrode de travail et une électrode de référence dont le potentiel est connu. Par convention,

le potentiel standard du couple $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$ est fixé à 0 V, et l'électrode standard à hydrogène est une électrode dont le potentiel devrait toujours être égal à 0 V. Le schéma de cette électrode est présenté ci-dessous. Celle-ci étant en pratique très difficile à réaliser, on utilise plutôt d'autres électrodes de référence comme l'électrode au calomel saturé. Le concept de ces électrodes est simple : le potentiel de l'électrode est donné par la loi de Nernst et dépend de la concentration en ions. Néanmoins, cette concentration peut être fixée en s'assurant que l'on a dans l'électrode une solution saturée, ce qui fixe la concentration des ions en question (cf TD pour un calcul précis du potentiel d'une électrode de référence).

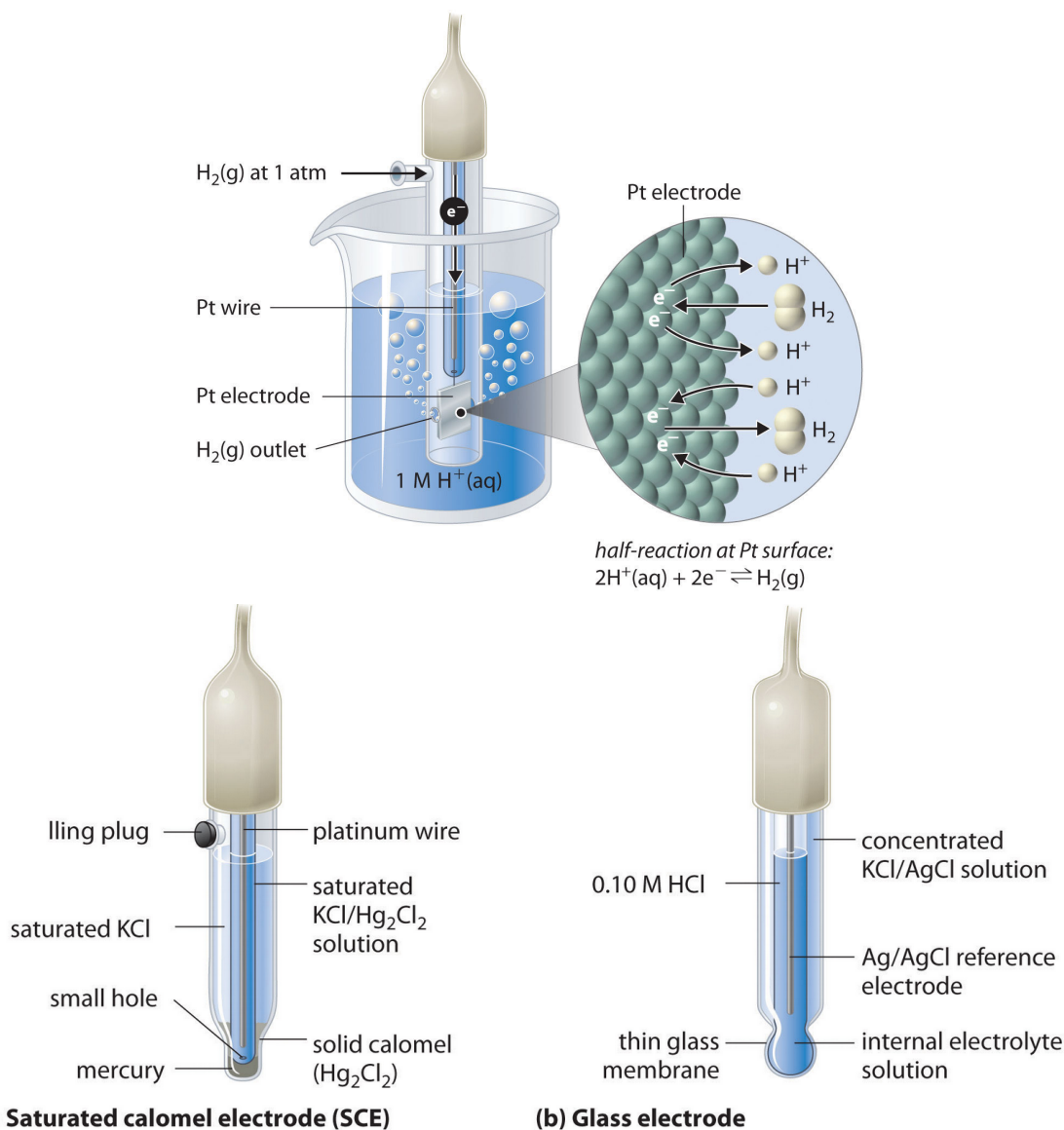


FIGURE 15.2 – En haut : électrode standard à hydrogène (électrode théorique dont le potentiel serait égal à 0 V). En bas : deux électrodes de référence usuelles : l'électrode au calomel saturé et l'électrode de verre. Source : Saylor Academy.

Contre-électrode

La contre-électrode sert à fermer le circuit électrique. En effet, puisque l'on place un voltmètre entre l'électrode de référence et l'électrode de travail, aucun courant ne peut circuler entre ces

électrodes. En général, on choisit une électrode inerte. On prend une électrode de grande surface pour que la vitesse de la réaction qui se produit à sa surface ne soit pas limitée.

Le montage à trois électrodes, en règle générale, peut directement être réalisé à l'aide d'un potentiostat conçu directement à cet effet. On peut choisir le potentiel de l'électrode de travail : celui-ci est réglé automatiquement par le potentiostat via un asservissement utilisant la mesure du volt-mètre. L'appareil fournit alors une mesure du courant.

15.1.3 Courbes courant-potentiel

Définition On appelle courbe courant-potentiel $i(E)$ la courbe indiquant l'intensité électrique i arrivant à l'électrode de travail en fonction du potentiel E de l'électrode.

On constate expérimentalement que cette courbe dépend :

- Du couple rédox qui réagit au niveau de l'électrode ;
- De la surface immergée de l'électrode ;
- De la nature de l'électrode ;
- De la nature du solvant.

On remarque également la propriété suivante :

Propriété La courbe $i(E)$ est toujours positive (oxydation) lorsque le potentiel est supérieur au potentiel de Nernst du couple, et négative (réduction) sinon.

Cette propriété s'explique par la formule de Nernst : lorsqu'on impose un potentiel E' , le système cherche à évoluer vers un nouvel équilibre tel que $E = E'$, or :

$$E = E^\circ(Ox/Red) + \frac{0.06}{n} \log \left(\frac{a(Ox)^\alpha}{a(Red)^\beta} \right) \quad (15.2)$$

Si le potentiel E' est supérieur au potentiel d'équilibre, le réducteur va donc être converti en oxydant ce qui va augmenter le second terme de l'équation : on aura donc une oxydation. Le courant i sera ainsi positif.

On constate que la courbe $i(E)$ présente différentes allures selon les configurations.

15.1.4 Système rapide

Dans le cas d'un système rapide, l'application d'un potentiel différent du potentiel d'équilibre conduit immédiatement à l'apparition d'une réaction.

Définition On définit le surpotentiel η (parfois également appelé surtension) comme l'écart entre le potentiel à appliquer et le potentiel de Nernst afin d'avoir un courant i . Il est toujours pris positif :

$$\eta(i) = |E(i) - E_{\text{Nernst}}| \quad (15.3)$$

On constate que le courant (en valeur absolue) augmente avec le surpotentiel : plus on se place loin de l'équilibre et plus la vitesse de la réaction chimique est rapide.

15.1.5 Système lent

Dans le cas de certains systèmes ou de certaines électrodes, on observe que la courbe $i(E)$ est nulle ou quasi nulle au voisinage du potentiel de Nernst. On parle alors d'un système lent :

Définition Un système est dit lent lorsqu'il faut appliquer un surpotentiel non nul afin de réaliser une réaction électrochimique.

On appelle alors surpotentiel à vide (ou à courant nul) le surpotentiel à imposer pour que l'intensité devienne non nulle. On distingue le surpotentiel anodique (pour une oxydation ;

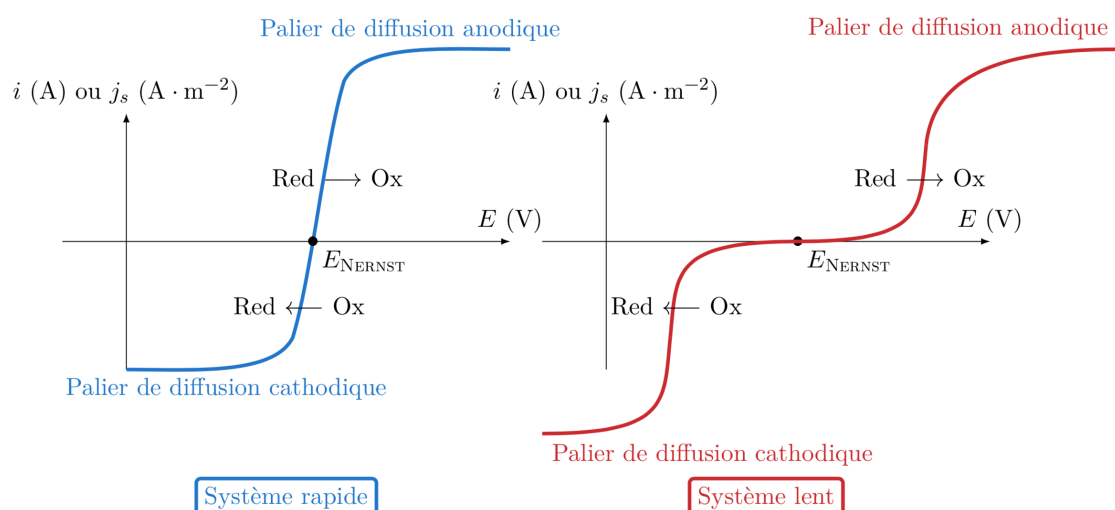


FIGURE 15.3 – Courbes courant-potentiel d'un système rapide (à gauche) et lent (à droite). On considère dans les deux cas un couple rédox entre deux ions, par exemple $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$. Source : pt.physique.free.fr

■ $E > E_{\text{Nernst}}$ et $i > 0$) et le surpotentiel cathodique (pour une réduction ; $E < E_{\text{Nernst}}$ et $i < 0$).

En pratique, ce phénomène traduit la cinétique du transfert de charge : il est nécessaire d'appliquer une différence de potentiel non nulle entre l'électrode et la solution aqueuse pour que les électrons puissent se déplacer de l'un à l'autre. Ceci implique que la réaction ne peut pas se produire tant que le surpotentiel ne dépasse pas une valeur critique non nulle.

Ⓡ La valeur du surpotentiel à vide dépend de l'électrode utilisée, et certaines électrodes permettent de réduire fortement ce surpotentiel. On en voit un exemple dans le cas de la réduction de l'eau en dihydrogène.

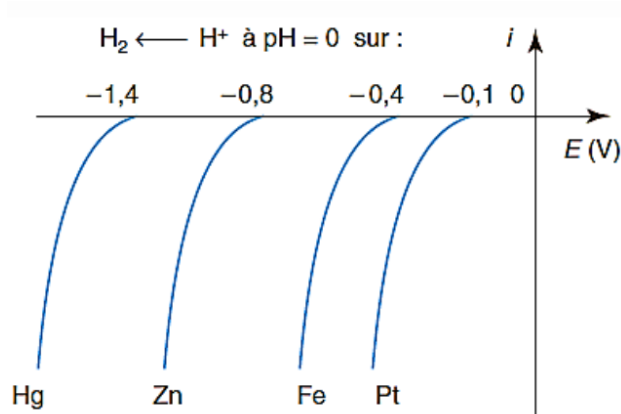


FIGURE 15.4 – Courbes courant-potentiel correspondant à la réduction de l'eau sur différentes électrodes. Source : poly de cours de Virginie Sablonière.

15.1.6 Palier de diffusion

On observe que, dans le cas où l'un ou plusieurs des réactifs sont une espèce en solution, à partir d'un certain surpotentiel appliqué, la vitesse de la réaction n'augmente plus : on parle alors de palier de diffusion.

Ce palier de diffusion s'explique par le phénomène de diffusion : les ions consommés au niveau de l'électrode doivent se déplacer depuis la solution vers l'électrode par diffusion à une vitesse suffisante, avant de venir s'adsorber sur l'électrode où la réaction se produit. La quantité d'ions pouvant arriver sur l'électrode par unité de temps est généralement proportionnelle à :

- La surface immergée S de l'électrode.
- La concentration en ions réactifs dans la solution c .
- La charge de l'ion réactif.

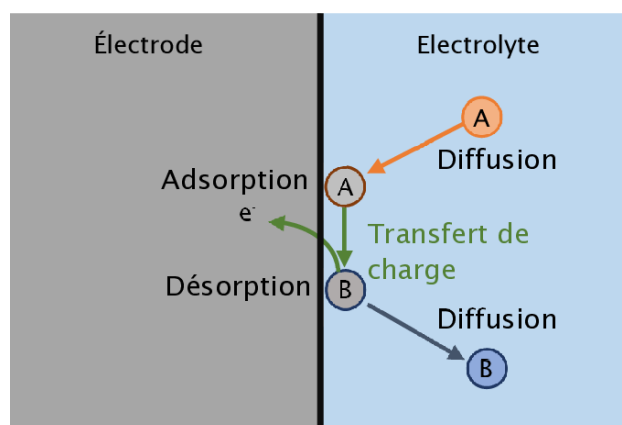


FIGURE 15.5 – Les processus microscopiques intervenant au voisinage de l'électrode dans le cas d'une réaction d'oxydation d'un composé A en un composé B . Source : thèse de Mathieu Robineau.

Capacité exigible 2 Tracer l'allure de la courbe $i(E)$ pour le couple $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$, sur une électrode de cuivre, sachant que le couple est rapide. Quelle est l'allure de la courbe si on double la concentration en ions cuivre (II) dans la solution ? Si on double la surface immergée de l'électrode ?

15.1.7 Courbe courant-potentiel en présence de plusieurs espèces

Les réactions chimiques ne sont a priori pas en compétition les unes avec les autres, on peut plutôt considérer qu'elles sont relativement indépendantes. On en déduit la propriété suivante :

Propriété Lorsque plusieurs couples peuvent réagir à une même électrode, les intensités de chaque réaction électrochimique s'ajoutent.

On constate que s'il n'y a pas de palier de diffusion, la formation des oxydants les plus puissants et des réducteurs les plus puissants est inhibée. En particulier, les intensités liées à l'oxydation et la réduction de l'eau ne présentent pas de palier de diffusion, et forment ce que l'on appelle le "mur du solvant" :

Définition Le mur du solvant correspond aux deux vagues d'oxydation et de réduction de l'eau. Le domaine compris entre ces deux vagues est appelé domaine d'inertie électrochimique ; il n'est pas possible de porter la solution à un potentiel en dehors de ce domaine.

Capacité exigible 3 Dessiner les courbes intensité-potential obtenues pour une électrode de cuivre dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II), en indiquant le ou les murs du solvant.

Encart — Synthèse de l'eau de Javel. En général, on évite de choisir des électrodes avec des surpotentiels trop importants, car elles vont conduire à une perte de rendement énergétique aussi bien dans le cas des piles que des électrolyses (cf fin de ce poly).

Cependant, on peut parfois tirer avantage d'un surpotentiel. Le potentiel standard du couple $\text{Cl}_2(\text{g})/\text{Cl}^-(\text{aq})$ est de 1.40 V et est donc supérieur au potentiel standard de l'oxydation de l'eau (couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$). Mais en choisissant une électrode de graphite, sur laquelle le surpotentiel du couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ est important, on peut étendre le domaine d'inertie électrochimique de l'eau et il est ainsi possible de réaliser l'électrolyse en solution aqueuse.

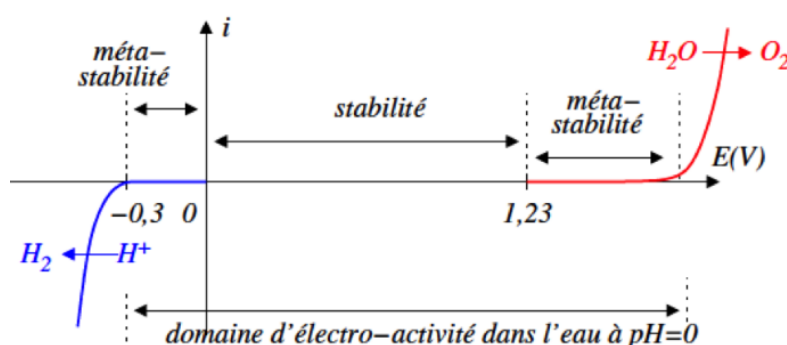


FIGURE 15.6 – Domaine d'inertie électrochimique de l'eau : la région où l'eau est thermodynamiquement stable est étendue par des régions où elle est métastable (elle ne s'oxyde ou ne se réduit pas pour des raisons cinétiques). Source : CPGE de Tétouan.

15.2 Application à la corrosion humide des métaux

15.2.1 Courbes courant-potential pour la corrosion

Notion de potentiel mixte

Capacité exigible 4 On considère un clou en fer solide situé dans une solution acide. Tracer l'allure des courbes intensité-potential au niveau du clou, ainsi que l'intensité totale.

Dans un système naturel, le montage à trois électrodes n'existe pas, et un objet métallique doit garder sa neutralité électrique. Le courant qui s'échappe de l'objet doit donc nécessairement être nul, ce qui impose la valeur du potentiel pour que $i = 0$:

Définition On appelle potentiel mixte E_{mix} le potentiel tel que le courant total arrivant au niveau d'un objet métallique ou d'une électrode est nul ($i = 0$).

Capacité exigible 5 A partir de l'allure des courbes courant-potential, interpréter ce qui se passe dans la solution. Quels facteurs vont favoriser la corrosion du métal ?

Blocage cinétique

Parfois, une réaction qui devrait se produire thermodynamiquement ne se produit pas pour des raisons cinétiques, c'est ce que l'on appelle le blocage cinétique. On peut prendre l'exemple de la corrosion du zinc en milieu acide. Les courbes $i(E)$ ci-dessous indiquent que si le zinc est pur, le

surpotentiel nécessaire pour oxyder le zinc est tel que la réaction avec l'eau ne peut plus se produire, et le zinc reste alors sous état solide. Si le zinc est impur en revanche, le surpotentiel à vide est plus faible et la réaction de corrosion peut se produire.

- R** Dans ce cas, on ne peut pas définir clairement de potentiel mixte puisqu'il existe une plage de potentiels qui vérifient la condition $i = 0$, mais on peut conclure qu'aucune réaction ne se produit.

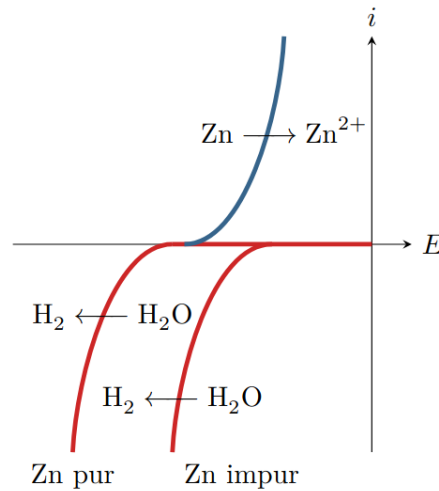


FIGURE 15.7 – Courbes courant-potential associées à la corrosion du zinc pur et impur. Source : poly de cours de Etienne Thibierge.

Passivation

La passivation a un impact sur les courbes courant-potential. En effet, lorsqu'un métal est protégé par la couche de passivation, la corrosion ne se produit plus (par exemple, dans le cas de l'aluminium protégé par Al_2O_3) ou bien se produit à une vitesse bien plus lente qu'en l'absence de couche protectrice (dans le cas où celle-ci est poreuse).

Ceci implique que la courbe $i(E)$ peut être localement décroissante (ce qui n'était pas possible dans une configuration classique où les intensités s'ajoutent).

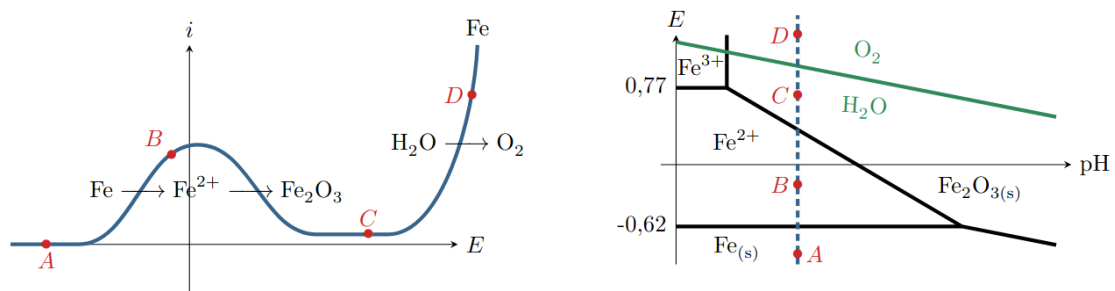



FIGURE 15.8 – Courbes courant-potential associées à la corrosion du fer. Source : poly de cours de Etienne Thibierge.

 **Capacité exigible 6** Interpréter l'allure de la courbe $i(E)$ associée à la corrosion du fer à $pH = 4$. Dans quelle zone se produit le phénomène de passivation ?

15.2.2 Corrosion d'un système de deux métaux

Pile de corrosion

Considérons un système de deux métaux en contact, par exemple du fer et du zinc. Ces deux métaux ont tendance à être corrodés sous l'action de l'eau. Cependant, si les métaux sont reliés électriquement, ils ne forment qu'une seule et même électrode, à la surface de laquelle le zinc et le fer peuvent tous les deux être corrodés.

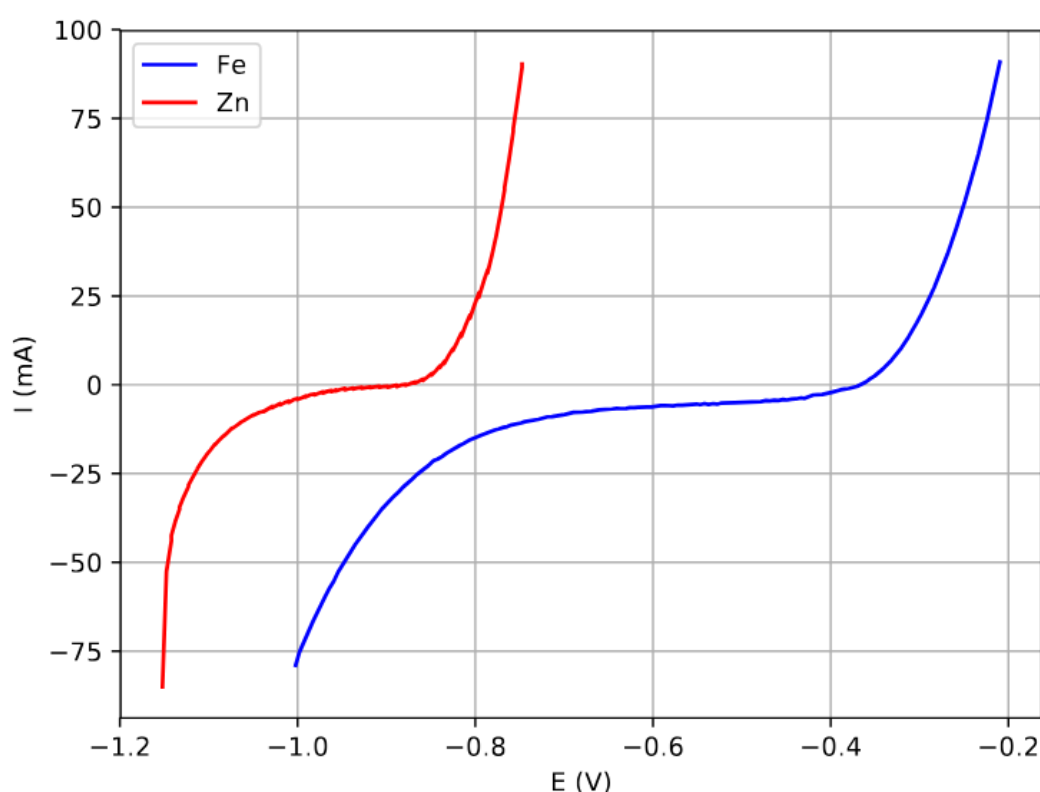



FIGURE 15.9 – Courbes courant-potential obtenues expérimentalement dans l'eau sur une électrode de fer et une électrode de zinc. Source : poly de TP de Frédéric Legrand.

 **Capacité exigible 7** Indiquer les réactions se produisant sur chacune des courbes intensité-potential obtenues expérimentalement sur le fer et le cuivre. Que se passe-t-il quand les deux métaux sont en contact dans l'eau ? Indiquer le potentiel mixte et écrire l'équation bilan de la réaction en milieu naturel (pH neutre).

On constate que les deux métaux viennent former une **pile de corrosion** : le zinc joue le rôle d'anode (il est corrodé) et le fer joue le rôle de cathode : l'eau y est réduite en dihydrogène. Ce phénomène protège le fer de la corrosion. Le fait que la réduction se produise préférentiellement sur le fer plutôt que sur le zinc est entièrement cinétique et lié au surpotential à vide du couple $H_2O / H_2(g)$ qui est plus faible sur le fer que sur le zinc.

Protection par anode sacrificielle

Le principe de la pile de corrosion par contact entre deux métaux est largement utilisé dans l'industrie. En particulier, il est courant pour protéger les coques de bateaux :

Définition On parle de protection par anode sacrificielle lorsqu'une ou plusieurs pièces de métal très réductrices sont mises en contact avec le métal à protéger. L'ensemble des métaux forme alors une pile de corrosion, et ce les pièces de métal qui subissent la corrosion. Elles doivent être changées régulièrement.



FIGURE 15.10 – A gauche : anodes sacrificielles sur l'hélice d'un bateau. A droite : anode sacrificielle en fin de vie. Source : poly de cours de Etienne Thibierge.

Protection par revêtement

Une autre solution courante est de protéger les métaux de la corrosion en utilisant un revêtement. Si le revêtement est non métallique, la qualité de la protection dépendra de sa solidité : à la moindre rayure, la corrosion pourra reprendre.

On utilise également parfois des revêtements métalliques. Dans ce cas, deux cas de figure se présentent :

- Soit le revêtement est plus réducteur que le métal à protéger (ex : revêtement de zinc sur du fer). Alors, si une rayure se forme, une pile de corrosion se crée et c'est le revêtement qui est attaqué. Le métal reste protégé (jusqu'à corrosion totale du revêtement).
- Soit le revêtement est moins réducteur que le métal à protéger, et dans ce cas la pile de corrosion est inversée : une corrosion particulièrement forte du métal se produit au niveau de la protection. C'est le cas notamment des revêtements en chrome ou en étain, qui sont particulièrement sensibles à la présence de rayures.

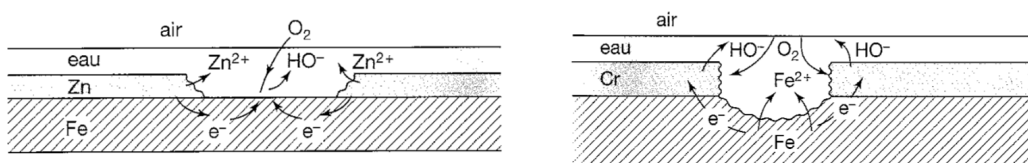


FIGURE 15.11 – Evolution d'un échantillon de fer protégé par un revêtement de zinc (à gauche) et de chrome (à droite), au niveau d'une rayure dans le revêtement. Une pile de corrosion se forme, dont la polarité est inversée dans les deux cas.

15.2.3 Protection par courant imposé

Une dernière méthode possible est d'imposer un courant non nul au niveau du métal pour empêcher toute corrosion : c'est la protection par courant imposé. L'idée est qu'au lieu d'utiliser

une anode sacrificielle, on force l'objet à protéger à se comporter comme une cathode en imposant un courant $i < 0$. Cela est réalisé à l'aide d'un générateur.

Cette méthode est coûteuse aussi bien en termes d'installation que de fonctionnement mais permet de protéger des installations telles que des conduites d'eau potable.

Capacité exigible 8 Reprendre le schéma permettant d'établir le potentiel mixte de corrosion du fer dans l'eau, mais dans le cas d'un courant imposé $i < 0$. Quel est l'effet sur la vitesse de la réaction de corrosion ?

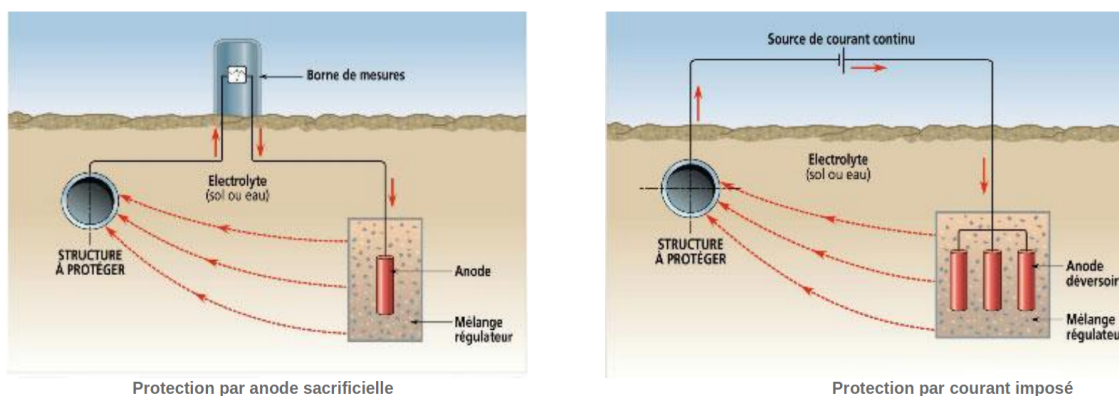


FIGURE 15.12 – Protection d'une canalisation par anode sacrificielle et par courant imposé. Source : poly de cours de Alain Favier.

15.3 Stockage et conversion d'énergie chimique

15.3.1 Etude cinétique d'une pile

Nous avons déjà vu comment un système de deux métaux peut être décrit à l'aide des courbes intensité-potentiel. Cependant, dans le cas de la corrosion, les deux métaux étaient en contact, et donc avaient un unique potentiel.

Dans le cas d'une pile, comme la pile Daniell, les deux métaux ont un potentiel différent (ce qui crée la force électromotrice de la pile). Lorsque la pile ne débite pas, on est à l'équilibre thermodynamique et on peut appliquer la formule de Nernst : la différence de potentiel aux bornes de la pile est égale à la différence entre les deux potentiels de Nernst de chacune des électrodes :

Définition On appelle force électromotrice d'une pile la différence entre les potentiels de Nernst de chacune des électrodes.

En pratique, il existe dans la pile une chute ohmique (qui n'est pas visible sur les courbes courant-potentiel) :

Définition La chute ohmique $u = ri$ est une chute de tension liée aux pertes d'énergie par effet Joule dans la pile (notamment dans le pont salin et l'électrolyte).

Capacité exigible 9 Quelle relation existe-t-il entre le courant i_C à la cathode et i_A à l'anode de la pile ? A partir des courbes courant-potentiel, en déduire comment la tension aux bornes de la pile varie en fonction de l'intensité débitée et lister les phénomènes responsables de cette variation. Cette courbe est appelée la caractéristique de la pile.

On constate que plus l'intensité débitée est importante et plus la tension aux bornes de la pile

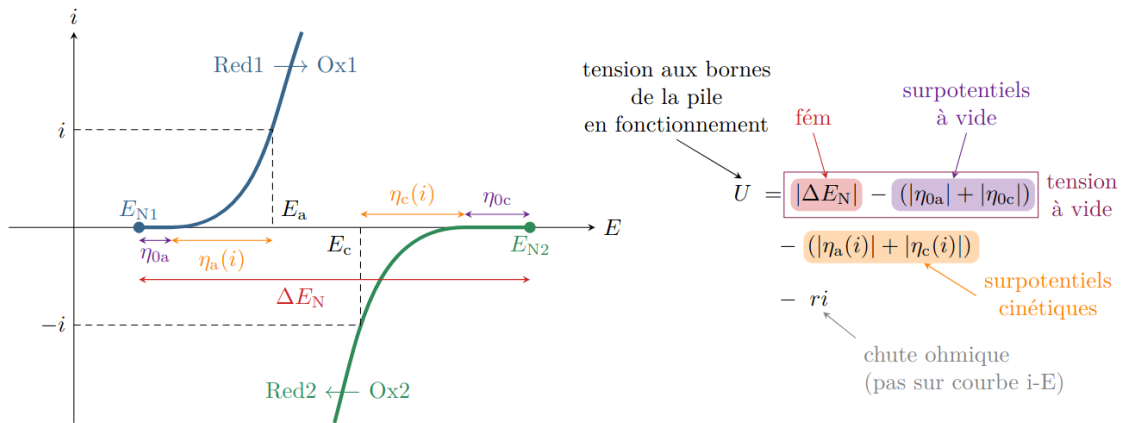


FIGURE 15.13 – Courbes courant-potential associées à une pile et différentes sources de la chute de tension. Source : poly de cours de Etienne Thibierge.

est faible : il y a un compromis à faire entre le rendement de la pile et la puissance délivrée (pour un rendement de 1, la puissance est nulle donc l'intensité aussi).

15.3.2 Electrolyse

Il est possible de réaliser le processus inverse, en reliant les deux électrodes non plus par un circuit qui va consommer de l'énergie, mais par un générateur : on va alors imposer une tension qui sera orientée dans le même sens que le courant et l'anode pourra avoir un potentiel plus élevé que la cathode.

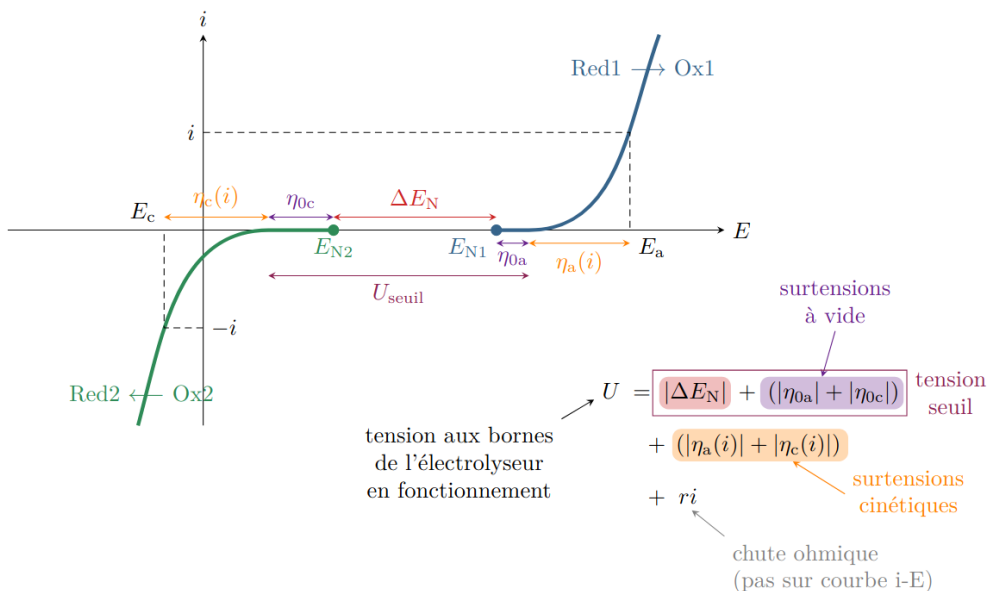



FIGURE 15.14 – Courbes courant-potential associées à une cellule électrolytique et différentes sources de la chute de tension. Source : poly de cours de Etienne Thibierge.

Ceci permet de forcer une réaction chimique non spontanée en consommant de l'énergie. Lorsque l'on réalise une électrolyse, la tension à imposer est plus élevée que la différence des potentiels de Nernst, pour les mêmes raisons que celles énoncées plus haut :

- Présence de surpotentiels à vide ;
- Surpotentiels cinétiques ;
- Chute ohmique dans l'électrolyseur.

 **Capacité exigible 10** Quelle est la tension minimale à imposer pour que l'électrolyse puisse avoir lieu ? Comment choisir les électrodes pour minimiser l'énergie à consommer afin de réaliser l'électrolyse ?

15.3.3 Accumulateur ; notion de rendement énergétique et faradique

Considérons désormais le cas d'un accumulateur : on rappelle qu'il s'agit d'un système pouvant être utilisé à la fois comme électrolyseur (lors de la recharge) et comme pile (lors de la décharge).

En raison du phénomène de chute ohmique et des surpotentiels présents dans le cas de l'électrolyse et de la pile, pour un même courant i , la tension à appliquer sera nettement plus importante pour recharger que pour décharger l'accumulateur. Il faudra ainsi plus d'énergie pour recharger l'accumulateur que l'énergie restituée lors de sa décharge.


Nous avons vu que le travail maximal récupérable est donné par :

$$W_{e,th} = -\Delta G = |\Delta E_{Nernst}|q_{tot} \quad (15.4)$$

où q_{tot} est la charge totale échangée lors de la décharge de la pile. Comme nous avons démontré ce résultat en supposant la transformation réversible, l'expression est la même dans le cas d'une électrolyse.

Définition On définit le rendement énergétique d'une pile (ou d'une électrolyse) comme le rapport entre le travail électrique fourni par la pile (consommé par l'électrolyse) et le travail électrique théorique en l'absence de pertes :

$$\eta_E = \frac{W_{e,exp}}{W_{e,th}} \quad (15.5)$$

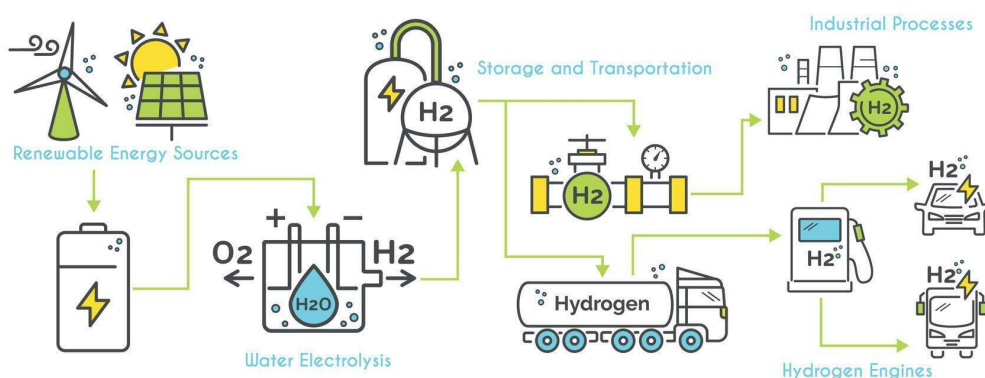
 En pratique, les rendements énergétiques peuvent être très faibles comme dans le cas de l'électrolyse de l'eau. Cela est lié à la dissipation d'énergie par effet Joule dans la solution, ainsi qu'aux phénomènes de surpotentiel qui se trouvent aux électrodes.

Encart — L'hydrogène vert. Le dihydrogène est souvent présenté comme un carburant d'avenir car sa combustion, en plus d'être très exothermique, ne libère pas de dioxyde de carbone et ne contribue donc pas à l'effet de serre. Plusieurs problèmes se posent néanmoins :

- La production conventionnelle de dihydrogène se fait à partir de méthane et est donc très émettrice de gaz à effet de serre. Pour contourner ce problème, il faut produire le dihydrogène par électrolyse de l'eau à l'aide d'une source d'énergie renouvelable ;
- Les phénomènes de surtension importants conduisent à un rendement énergétique d'électrolyse faible, typiquement de l'ordre de 40% ;
- Le stockage du dihydrogène est très complexe puisque ce gaz ne peut pas être stocké à l'état liquide (comme dans une bouteille classique de gaz) et doit donc être stocké sous forme gazeuse à haute pression ce qui pose des problèmes de sécurité.

A cause de ces inconvénients conséquents, le dihydrogène n'est pas prêt à être utilisé comme un carburant vert à grande échelle aujourd'hui.

De nombreux projets sont en cours pour essayer d'implémenter des moyens de production du dihydrogène qui n'utilisent pas l'électrolyse de l'eau. En particulier, un projet guadeloupéen vise à produire le dihydrogène par pyrolyse des algues sargasses à partir d'énergie solaire. La



Green Hydrogen Fuel Cell energy

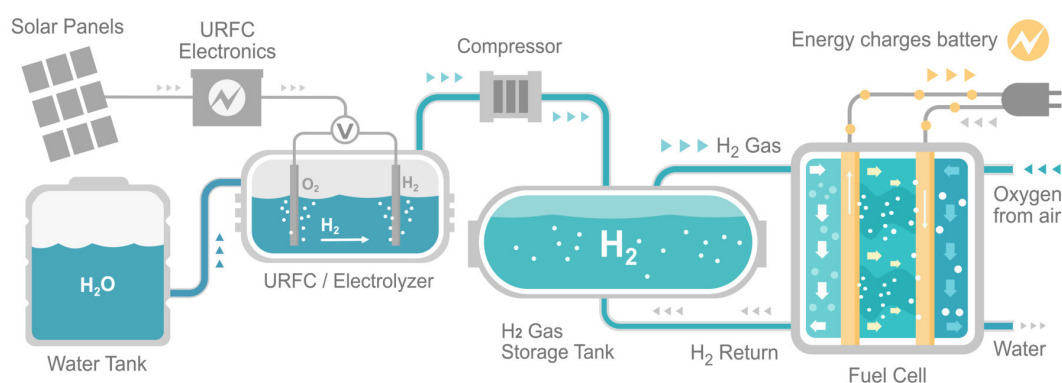


FIGURE 15.15 – Les différentes étapes de production et utilisation de l'hydrogène vert. Source : vecteezy.com.

méthode a l'avantage de produire également du charbon actif, qui peut être utilisé pour dépolluer les eaux de la chlrodécone. Le point délicat consiste à réaliser la pyrolyse des sargasses sans dégager de dioxyde de carbone (auquel cas l'hydrogène perdrait son intérêt par rapport à une énergie fossile classique, moins chère).

Voir notamment à ce titre la thèse de Sandra Roche soutenue récemment à l'université des Antilles : *Valorisation des algues Sargasses en matériaux carbonés par pyrolyse classique et carbonisation hydrothermale en vue d'une application en électrochimie, comparaison avec la Turbinaria et des précurseurs lignocellulosiques* ainsi que le *Projet de stratégie hydrogène pour la Guadeloupe* paru en mai 2025.

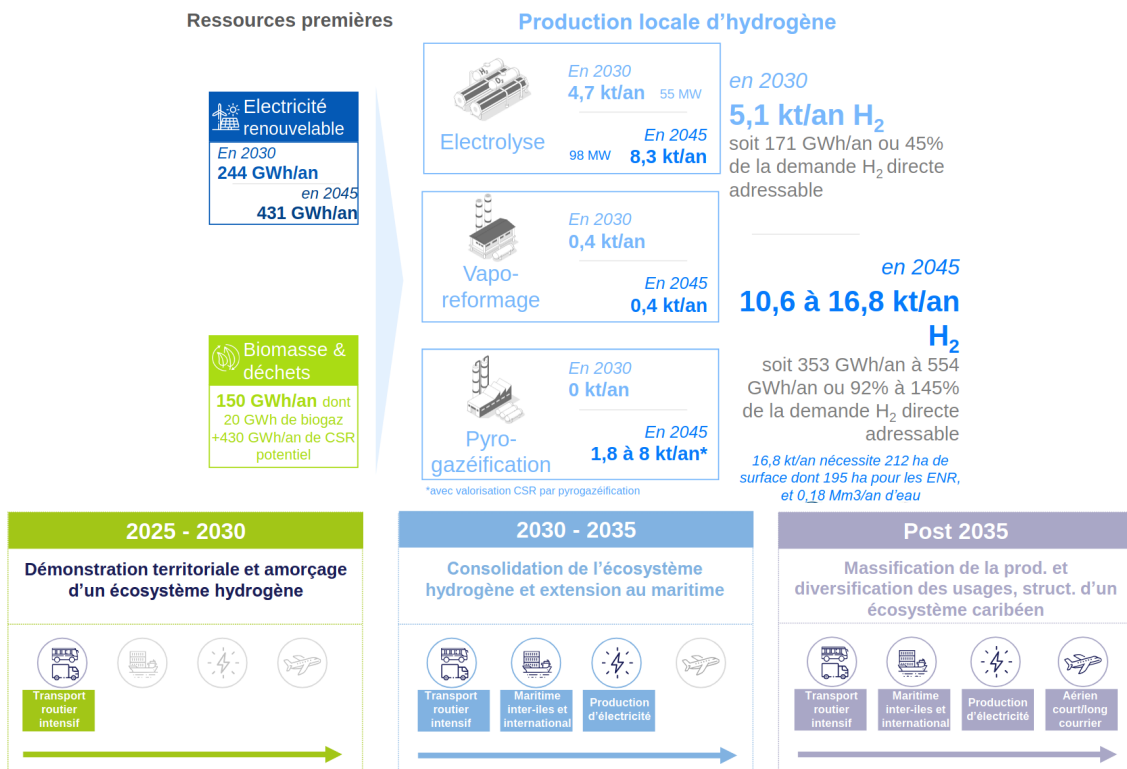


FIGURE 15.16 – Feuille de route pour la production et l'utilisation de l'hydrogène en Guadeloupe. Source : Projet de stratégie hydrogène pour la Guadeloupe, Guadeloupe Energie, 2025 (version provisoire disponible en ligne pour consultation ; il ne s'agit pas de décisions actées).