

# Apport de l'électrochimie pour l'étude de la corrosion

## Cas des alliages de magnésium et d'aluminium

Nadine Pébère et Vincent Vivier

<b>Résumé</b>	Les techniques électrochimiques sont très largement utilisées pour étudier les processus de corrosion des matériaux métalliques en milieu aqueux afin d'en établir les mécanismes et de prévoir leur durée de vie. Au travers d'exemples de travaux sur le magnésium, l'aluminium et leurs alliages, qui sont sensibles à différents types de corrosion (généralisée, localisée), cet article présente un bref état de l'art des approches électrochimiques pertinentes. Une attention particulière est portée à la spectroscopie d'impédance électrochimique qui permet d'appréhender ces mécanismes à différentes échelles.
<b>Mots-clés</b>	<b>Corrosion, spectroscopie d'impédance électrochimique, magnésium, aluminium.</b>
<b>Abstract</b>	<b>Electrochemistry for corrosion study: examples of magnesium and aluminium alloys</b> Electrochemical techniques are widely used to study corrosion processes of metals in aqueous solutions in order to have a better understanding of the corrosion mechanisms and to forecast their long-term behaviour. Through some examples related to magnesium, aluminium and their alloys, which are sensitive to different kinds of corrosion (uniform, localized), this article presents briefly the latest developments of relevant electrochemical approaches. Electrochemical impedance technique, which allows the corrosion mechanisms to be investigated at different length scales, is specifically highlighted.
<b>Keywords</b>	<b>Corrosion, electrochemical impedance spectroscopy, magnesium, aluminium.</b>

Il existe différents types de corrosion, mais seule la corrosion en phase aqueuse sera abordée ici. Elle fait intervenir au minimum deux réactions distinctes : une réaction anodique, qui conduit à la dissolution partielle ou totale des éléments du métal, et simultanément une réaction cathodique impliquant l'oxydant d'un couple redox présent en solution, comme l'oxygène dissous, le proton ou l'eau [1].

La corrosion se manifeste sous différentes formes, comme par exemple la corrosion uniforme qui est probablement le cas le plus fréquent mais également la moins dangereuse car les produits de corrosion sont suffisamment solubles pour ne pas précipiter à la surface du métal, laissant une interface totalement réactive.

La passivité est une propriété particulière de certains métaux, notamment Al, Ti, Zr, Nb, Ta, ou les aciers inoxydables : lorsque le métal s'oxyde, il se dissout mais il forme rapidement une couche très mince d'oxydes/hydroxydes de métaux insolubles qui est très protectrice et limite fortement la corrosion du métal. Dans le cas des aciers inoxydables ou de l'aluminium, l'épaisseur de cette couche passive n'est que de quelques nanomètres, mais elle s'avère être une protection naturelle très efficace. Inversement, d'autres types de corrosion peuvent se manifester localement, comme par exemple la corrosion cavernueuse, la corrosion par piqûres, la corrosion intergranulaire ou encore la corrosion galvanique. Ces corrosions se développent à cause de l'hétérogénéité du matériau ou du milieu et conduisent généralement à des attaques sévères, difficiles à prévoir et à contrôler.

Les méthodes électrochimiques sont des outils incontournables pour étudier les processus de corrosion et sont les seules à porter sur des grandeurs physiques intimement

liées au déroulement *in situ* de la corrosion et en particulier à ses composantes cinétiques.

Compte tenu de la diversité des métaux et alliages et de la complexité des mécanismes de corrosion, cet article se focalisera sur la corrosion de métaux et d'alliages légers à base de magnésium et d'aluminium que les auteurs ont plus particulièrement étudiés. Ceux-ci présentent un intérêt industriel croissant dans le domaine de l'automobile ou de l'aéronautique, en raison de leurs bonnes propriétés mécaniques, leur légèreté et leur abondance.

### La corrosion généralisée

La corrosion généralisée ou corrosion « uniforme » est un phénomène homogène qui est en général facilement pris en compte par les industriels. À partir d'une vitesse de corrosion (exprimée en  $\mu\text{m}/\text{an}$ ), il est aisé de dimensionner un équipement et de prévoir sa durée de vie. Pour évaluer la vitesse de corrosion généralisée, une approche simple consiste à réaliser des mesures de pertes de masse dans différents milieux. Combinée à des observations optiques, c'est une technique très utilisée par les industriels pour prédire la durée de vie des structures métalliques.

### Courbes courant-tension

Les méthodes électrochimiques permettent de déterminer la vitesse de corrosion et également de décrire les mécanismes qui la régissent. Dans ce qui suit, le magnésium et ses alliages seront utilisés comme exemple pour décrire la corrosion généralisée et introduire différentes méthodes

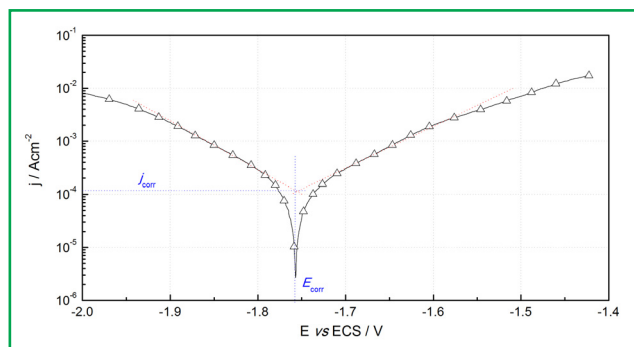


Figure 1 - Exemple de courbe courant-tension obtenue sur une électrode tournante (1 000 tr/min) de magnésium dans une solution de chlorure de sodium 0,1 M à pH = 8.

électrochimiques ; en effet, la plupart des techniques développées en électrochimie analytique sont utilisables en corrosion.

Un exemple de courbe courant-tension obtenue sur une électrode en magnésium pur est présenté sur la *figure 1*. L'échelle logarithmique pour le courant permet de faire apparaître les deux domaines anodique et cathodique et d'estimer graphiquement le potentiel et le courant de corrosion. Au potentiel de corrosion ( $\eta = 0$ ), la pente de la courbe courant-tension est proportionnelle à l'inverse de la vitesse de corrosion, aussi appelée résistance de polarisation,  $R_p$ .

Dans le cas du magnésium, la corrosion observée correspond à un processus de corrosion généralisée mettant en jeu un mécanisme complexe. En effet, la dissolution anodique du magnésium s'accompagne d'un phénomène inhabituel appelé « negative difference effect » (NDE) qui est caractérisé expérimentalement par une augmentation du dégagement du dihydrogène (généralement associé à une surtension cathodique) quand la surtension anodique augmente [2]. Ce phénomène est facilement visible sur un disque de magnésium immergé en solution comme le montrent les photographies présentées sur la *figure 3* (p. 98).

Pour expliquer la corrosion du magnésium et plus particulièrement le NDE, plusieurs mécanismes ont été proposés incluant la formation d'hydrures de magnésium [3], la formation d'ions  $Mg^+$  métastables [4-5] et la formation d'une couche d'oxyde/hydroxyde de magnésium [6-7]. Song *et coll.* [5] ont expliqué que la formation d'une couche partiellement protectrice de  $Mg(OH)_2$  joue un rôle important sur le comportement en corrosion du magnésium et ont proposé les réactions données dans la *figure 2* pour décrire le mécanisme de corrosion du Mg en prenant en compte le NDE.

Ce mécanisme de dissolution est basé sur une augmentation des zones non recouvertes par le film avec l'augmentation du potentiel anodique sur lesquelles les réactions anodique et cathodique se produisent plus facilement que sur les zones de la surface recouvertes par le film. Sur les zones non recouvertes, la corrosion se fait avec production d'ions  $Mg^+$  ; ainsi, pour des surtensions anodiques, l'augmentation de la

vitesse de la réaction chimique serait due à l'augmentation de la concentration en surface des ions  $Mg^+$  produits par la réaction (2) et simultanément le dégagement d'hydrogène deviendrait plus important. Bien que la dégradation du magnésium corresponde à un processus de corrosion généralisée, il n'est pas possible de distinguer les différentes étapes élémentaires à partir de la seule analyse des courbes courant-tension. Inversement, une approche transitoire, comme la spectroscopie d'impédance électrochimique pour différentes polarisations, permet de mettre en évidence différentes constantes de temps associées aux mécanismes électrochimiques complexes, en particulier lorsque ceux-ci font intervenir des espèces intermédiaires adsorbées.

Nous présentons dans la partie suivante cette technique appliquée au cas du magnésium.

## Impédance électrochimique

Les mesures de spectroscopie d'impédance électrochimique (SIE) sont effectuées à l'état stationnaire en appliquant une petite perturbation sinusoïdale de potentiel (ou de courant) et en mesurant la variation de courant résultante (ou la variation de potentiel).

En fonction de la fréquence de la perturbation, elle permet de mettre en évidence les différentes constantes de temps relatives aux différentes relaxations et offre une approche unique pour étudier les mécanismes complexes impliqués en corrosion, mais aussi dans divers processus électrochimiques [8].

Dans certains cas, la limite basse fréquence du diagramme peut être obtenue, ce qui permet de déterminer la résistance de polarisation (valeur qui doit être comparée à celle obtenue à partir de l'analyse de la courbe courant-tension). Même si dans certains cas simples,  $R_p$  semble être une bonne approximation pour estimer la vitesse de corrosion, il a cependant été montré à partir des mesures d'impédance qu'il n'est pas toujours possible de relier directement  $R_p$  à cette valeur. Un exemple didactique est obtenu lorsque l'on effectue une mesure dans le domaine de potentiel correspondant à la transition du domaine de corrosion active à la région passive d'une électrode de fer dans une solution d'acide sulfurique [9-10]. La limite à basses fréquences du diagramme d'impédance permet de déterminer une résistance de polarisation négative, ce qui est en parfait accord avec la pente négative de la courbe courant-tension du système électrochimique, tandis qu'à ce même potentiel, le matériau se corrode.

Un exemple de diagrammes d'impédance est présenté sur la *figure 4*. Quel que soit le temps d'immersion, la forme du diagramme est inchangée, seule son amplitude augmente avec le temps, indiquant une diminution progressive de la dissolution du magnésium. La première constante de temps (boucle capacitive à 63 Hz) correspond au transfert de charge (réaction 2), alors que la seconde constante de temps est attribuée au processus de diffusion des espèces. La boucle

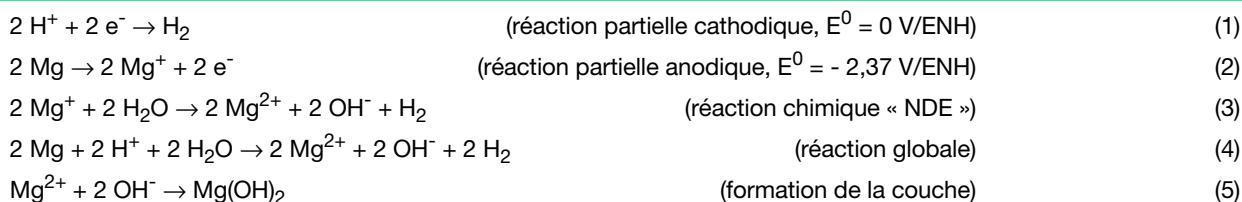


Figure 2



Figure 3 - Photos d'un couple magnésium (disque au centre) et aluminium (périphérie) immergé dans une solution de sulfate de sodium pour différents temps d'immersion : (a) 4 min, (b) 20 min et (c) 60 min. L'aluminium est la cathode et le magnésium est l'anode. Ces photos illustrent le dégagement de dihydrogène (NDE) lors d'une polarisation anodique d'une électrode de magnésium.

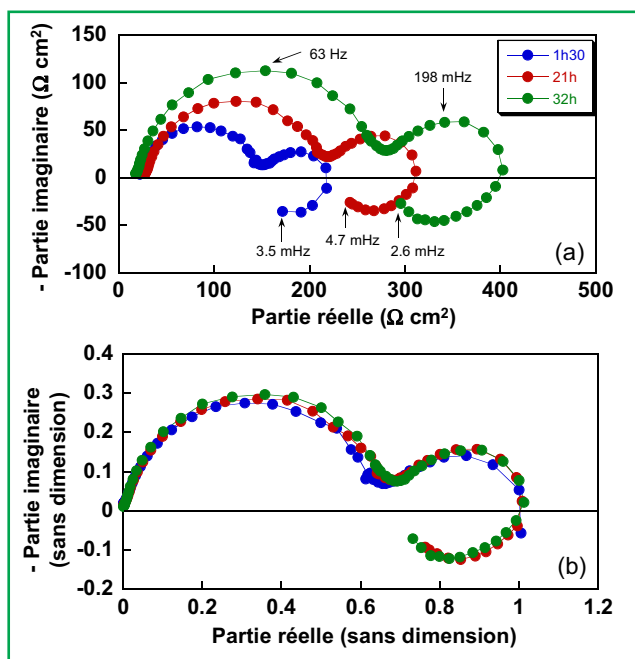


Figure 4 - (a) Diagrammes d'impédance électrochimique obtenus à  $E_{\text{corr}}$  pour une électrode de magnésium pur après différents temps d'immersion dans une solution de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0,1 M (vitesse de rotation = 240 tr/min). (b) Diagrammes d'impédance normalisés [11] (reproduit avec la permission de The Electrochemical Society).

inductive observée autour de quelques mHz est attribuée à la relaxation des espèces adsorbées à l'électrode [11]. Comme la production d'ions  $\text{Mg}^{2+}$  peut se faire en deux étapes, le mécanisme proposé précédemment faisant intervenir l'intermédiaire adsorbé  $\text{Mg}^+_{\text{ads}}$  a été retenu.

Il est intéressant de remarquer sur la figure 4 que la résistance de polarisation obtenue par extrapolation dans le domaine des basses fréquences donne une valeur proche de la résistance de transfert de charge qui, elle, peut être évaluée à partir de l'amplitude de la première boucle capacitive.

Lorsque l'on normalise les diagrammes d'impédance par le maximum de la partie réelle de l'impédance mesurée (figure 4b), ils se superposent. Cette observation permet de conclure que la surface active diminue en fonction du temps [11]. Une approche originale pour

mettre en évidence ce phénomène est de réaliser des mesures électrochimiques locales. La figure 5 montre deux cartographies de réactivité de surface mesurée par une technique apparentée à la microscopie électrochimique (SECM). Brièvement, la mesure de la résistance d'électrolyte,  $R_e$ , vue par une sonde (microélectrode) qui est déplacée au voisinage de l'électrode de magnésium, permet de mesurer les variations de la réactivité avec une résolution de l'ordre de la taille de la sonde utilisée.

Dans le cas présent, on observe une augmentation significative de la résistance d'électrolyte sur l'ensemble de la surface et on remarque qu'après 24 heures d'immersion, seules quelques positions montrent une activité comparable à celle mesurée sur l'image initiale (après 4 h d'immersion). Ces résultats confirment ceux obtenus par spectroscopie d'impédance électrochimique et offrent la possibilité de suivre *in situ* l'évolution des surfaces actives en corrosion [11].

## La corrosion localisée

### Corrosion par piqûres

Cette forme de corrosion est particulièrement insidieuse. L'attaque se limite à des trous de petit diamètre en surface, très localisés, et qui peuvent se développer rapidement en profondeur dans un milieu confiné alors que le reste de la surface reste indemne. L'aluminium et ses alliages sont particulièrement sensibles à la corrosion par piqûres en présence de chlorures comme l'illustrent les courbes courant-tension obtenues sur l'alliage d'aluminium 2024 (figure 6). En l'absence de chlorure, la courbe révèle un large plateau de passivité alors qu'en sa présence, le courant augmente très rapidement dans le domaine anodique à cause de l'initiation des piqûres. Comme dans le cas de la corrosion généralisée, il est possible de définir et comparer le potentiel et le courant de corrosion. Ainsi, il apparaît clairement que dans un milieu agressif amenant à une corrosion par piqûres, le courant de corrosion est plus grand de deux ordres de grandeurs que dans un milieu ne contenant pas de chlorures (figure 6).

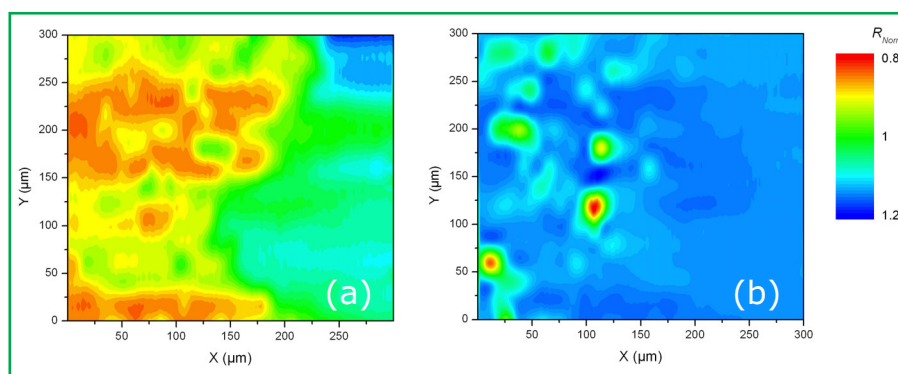


Figure 5 - Mesures SECM : images de la résistance d'électrolyte réalisées avec une microélectrode en platine de 10  $\mu\text{m}$  au-dessus de la surface de magnésium pur après : (a) 4 h et (b) 24 h d'immersion dans une solution de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  [11] (reproduit avec la permission de The Electrochemical Society).

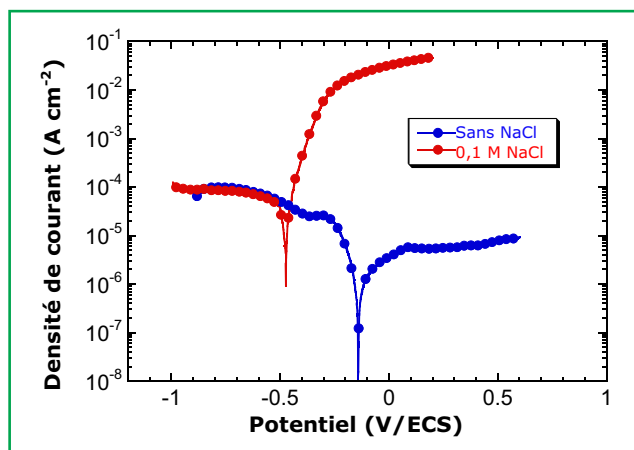


Figure 6 - Courbes courant-tension obtenues pour l'alliage d'aluminium 2024 en l'absence et en présence d'ions chlorure.

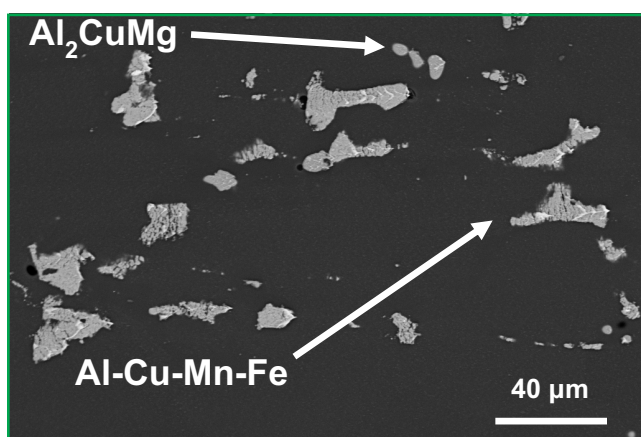


Figure 7 - Micrographie obtenue au microscope électronique à balayage montrant les différentes particules intermétalliques grossières de l'alliage d'aluminium 2024.

### Corrosion par couplage galvanique

Les alliages qui présentent des différences de potentiels électrochimiques liées à des hétérogénéités de phases sont concernés par cette forme particulière de corrosion, comme les alliages d'aluminium de la série 2XXX (le cuivre est l'élément majeur d'addition : 4 % en masse), pour lesquels la forte proportion de particules intermétalliques est la source d'activation de nombreux couplages galvaniques (figure 7).

La différence de potentiels entre la matrice d'aluminium et les particules  $Al_2CuMg$  induit un couplage galvanique local dans lequel les particules sont des multiples anodes disséminées à la surface de l'alliage et la matrice est la cathode conduisant à une dissolution préférentielle de la particule. Ce comportement a été observé par plusieurs auteurs en milieux neutres ou acides contenant des ions  $Cl^-$ . Une dissolution préférentielle du magnésium et de l'aluminium de la particule donne lieu à un enrichissement en cuivre de celle-ci. Lorsque le temps d'immersion augmente, l'enrichissement en cuivre de la particule induit une augmentation de son potentiel, qui devient supérieur à celui de la matrice. Il se produit alors une inversion du couplage : les particules intermétalliques résiduelles deviennent les sites cathodiques et la matrice adjacente devient anodique. Ainsi, le développement de la corrosion galvanique dans l'alliage 2024 entraîne une sévère dissolution de la matrice adjacente aux particules.

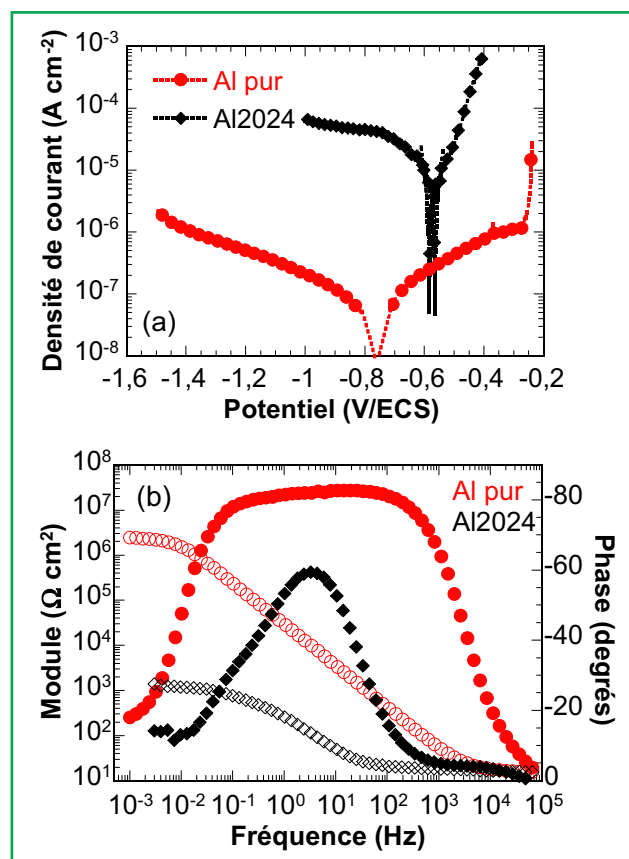


Figure 8 - (a) Courbes courant-tension et (b) diagrammes d'impédance électrochimique obtenus pour l'aluminium pur et l'alliage d'aluminium 2024 après 20 h d'immersion dans une solution de NaCl 0,5 M.

La figure 8a illustre à l'aide des courbes courant-tension la réactivité de l'alliage d'aluminium 2024 par rapport à l'aluminium pur. Dans le cas de l'aluminium pur, le matériau est protégé par une fine couche d'oxydes/hydroxydes qui limite la réaction cathodique de réduction de l'oxygène. Inversement, pour l'alliage d'aluminium 2024, cette réaction se produit facilement sur les particules intermétalliques, ce qui explique les fortes densités de courant cathodique observées. Des mesures d'impédance électrochimique réalisées au potentiel de corrosion pour ces deux matériaux confirment ce résultat (figure 8b). Le diagramme d'impédance pour l'aluminium pur caractérise principalement la couche passive et la valeur élevée du module de l'impédance ( $> 1 \text{ M}\Omega \text{ cm}^2$ ) traduit la faible vitesse de corrosion du matériau. Au contraire, pour l'alliage, le module de l'impédance est diminué d'un facteur 1 000. Dans ce cas, le diagramme d'impédance permet de mesurer la résistance de transfert de charge,  $R_t$ , en haute fréquence et un processus de diffusion à basse fréquence (à environ 0,1 Hz) lié à la réduction de l'oxygène sur les particules intermétalliques.

Ces mesures électrochimiques globales sont une première approche indispensable pour aller vers une meilleure compréhension de la corrosion localisée des alliages d'aluminium. Néanmoins, ces méthodes classiques donnent des renseignements moyennés sur toute la surface de l'échantillon étudié. Par exemple, la réaction cathodique de réduction de l'oxygène, mise en évidence par spectroscopie d'impédance électrochimique sur l'alliage 2024 (figure 8b), ne se déroule que sur une petite fraction de la surface totale du matériau. On en déduit que pour analyser localement et de façon



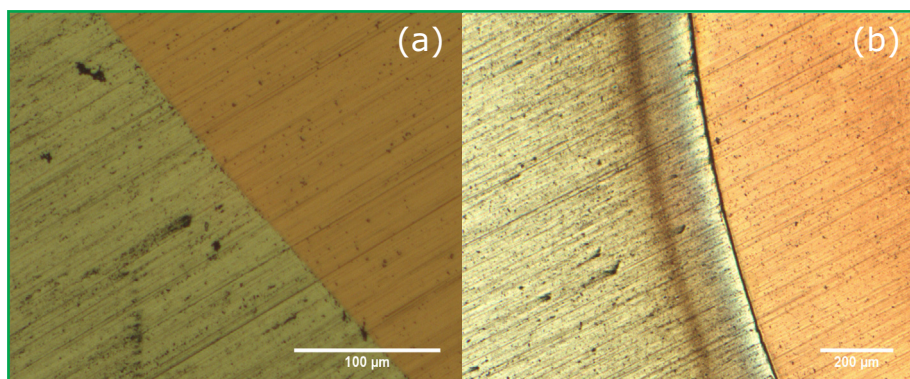


Figure 9 - Micrographies de l'interface du couple Al pur/Cu pur : (a) avant immersion et (b) après 24 h d'immersion en milieu sulfate  $10^{-3}$  M [15] (reproduit avec la permission de The Electrochemical Society).

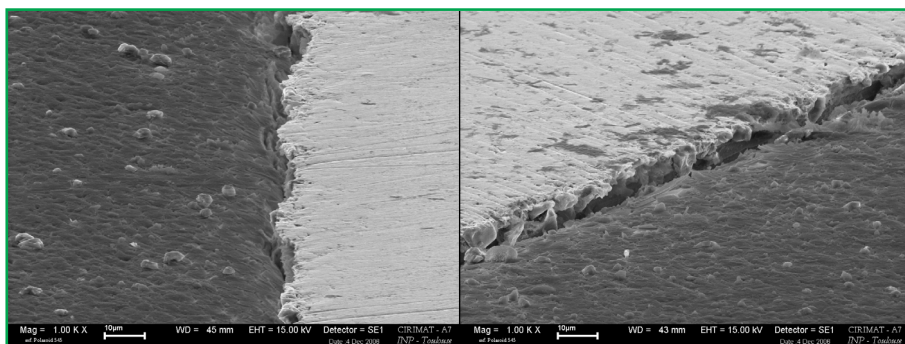


Figure 10 - Photographies MEB de l'interface Al pur/Cu pur après 24 h d'immersion en milieu sulfate  $10^{-3}$  M. L'échantillon est incliné à  $80^\circ$  [15] (reproduit avec la permission de The Electrochemical Society).

quantitative les processus qui se déroulent à la surface de l'échantillon, il faut déconvoluer toutes les contributions et donc faire appel aux techniques électrochimiques locales. Une telle approche peut être réalisée en utilisant la SECM et en ajoutant un médiateur redox en solution. La réactivité des particules intermétalliques sur les alliages d'aluminium a ainsi pu être identifiée en utilisant des sondes redox comme l'hydroquinone [12] et en comparant des cartographies de courant (mesure électrochimique) à des observations par microscopie électronique à balayage. Il est également possible d'utiliser la technique de l'électrode vibrante [13]. Dans ce cas, on mesure directement une densité de courant locale, et il est possible de discriminer les zones anodiques et cathodiques ainsi que de réaliser des cartographies de courant locales. Une autre approche consiste à utiliser une microcellule [14] afin d'effectuer une mesure locale sur une petite surface indépendamment de la zone environnante. Ces approches, qui sont en plein essor depuis plusieurs années, s'avèrent être totalement complémentaires aux mesures globales et permettent de mieux appréhender les différents mécanismes de la corrosion.

Une autre alternative pour analyser le comportement des alliages d'aluminium riches en cuivre est d'étudier le comportement d'alliages modèles qui sont représentatifs des différentes phases métallurgiques. De manière encore plus simple, on peut réaliser des mesures électrochimiques avec un couple modèle aluminium pur/cuivre pur pour reproduire le couplage galvanique entre les particules et la matrice d'aluminium (figure 9a). L'avantage d'une telle approche est que l'on peut contrôler la géométrie du système tout en conservant le rapport de surfaces anodique/cathodique [15-16].

Après une vingtaine d'heures d'immersion dans la solution électrolytique, un anneau de cuivre, déposé sur l'aluminium pur à quelques dizaines de micromètres du disque de cuivre pur, a été observé (figure 9b). Une analyse plus fine de la surface Al/Cu par microscopie électronique à balayage a révélé une dissolution localisée de l'aluminium pur à l'interface aluminium/cuivre qui décroît en s'éloignant de cette interface (figure 10). Ces observations sont tout à fait comparables à celles qui peuvent être effectuées pour des particules intermétalliques dans une matrice d'aluminium. Des mesures locales de potentiel, réalisées en utilisant une microélectrode de référence, ont permis de confirmer que le cuivre est le siège de la réduction de l'oxygène tandis que l'aluminium est à l'état passif, exception faite du voisinage immédiat de l'interface aluminium/cuivre. Ces approches locales ont l'avantage d'être souvent quantitatives et peuvent être complétées par des simulations numériques dans le but d'extraire des paramètres cinétiques. Par exemple dans le cas de l'étude du couple Al/Cu, la résolution de l'équation de Laplace a permis de calculer une distribution de potentiel qui est en bon accord avec les résultats expérimentaux [15]. Les calculs montrent un pic important de courant à l'interface Al/Cu lié à une réduction locale accrue de l'oxygène sur le cuivre à cette interface. Cette réaction conduit à une alcalinisation locale de la solution menant à une dissolution latérale de l'aluminium, sur quelques dizaines de micro-

mètres depuis l'interface Al/Cu, puis à la formation d'une zone confinée à cette interface. À l'intérieur de cette zone occluse se produit alors une diminution du pH vers des valeurs beaucoup plus faibles qui est à l'origine d'un phénomène de corrosion cavernueuse du cuivre. L'alcalinisation à l'interface Al/Cu a été observée de façon simple en ajoutant du bleu de bromothymol (BBT) à l'électrolyte qui devient bleu pour des  $\text{pH} > 7,6$  (figure 11).

Grâce à l'étude de ce système simple, il est possible de proposer un mécanisme de corrosion du couple Al pur/Cu pur en trois étapes et de le généraliser aux processus de corrosion des particules intermétalliques sur un alliage d'aluminium 2024 :

- Immédiatement après immersion, on observe une augmentation du pH à l'interface Al/Cu suite à la réduction de l'oxygène.
- Dès que le pH est égal à 9, la dissolution de l'aluminium commence, ce qui génère la formation de la crevasse observée par microscopies optique et électronique. Il faut noter que tous ces processus restent confinés à l'interface entre les deux métaux, ce qui explique que seul l'aluminium à l'interface se dissout.
- La troisième étape du mécanisme est décalée dans le temps. En effet, la formation de la crevasse crée un lieu confiné conduisant à la corrosion cavernueuse du cuivre. Ceci permettrait d'expliquer la présence du dépôt de cuivre observé en microscopie aussi bien pour le système modèle que pour des particules intermétalliques à base de cuivre présentes dans les alliages d'aluminium.

## Conclusions

Les exemples de la corrosion du magnésium et des alliages d'aluminium, qui sont des matériaux très largement

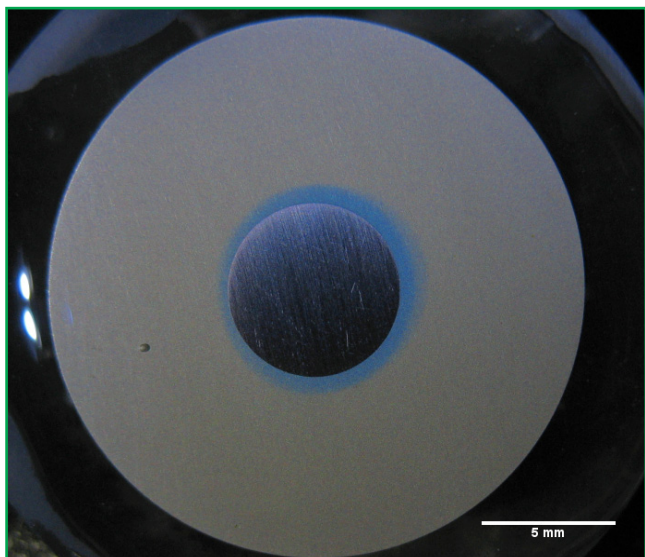


Figure 11 - Photographie du couple modèle en milieu sulfate  $10^{-3}$  M + BBT [15] (reproduit avec la permission de The Electrochemical Society).

utilisés dans l'industrie, ont permis d'illustrer les différents types de corrosion aqueuse. Dans le cas de la corrosion généralisée, sa propagation peut être considérée comme homogène sur toute la surface du matériau et les techniques classiques de l'électrochimie, telles que les courbes courant-tension et la spectroscopie d'impédance, sont parfaitement adaptées pour évaluer avec une raisonnable précision la durée de vie des équipements. Il faut cependant noter qu'une analyse détaillée des résultats est nécessaire pour faire le meilleur usage de la résistance de polarisation et de la résistance de transfert de charge comme paramètres pertinents pour l'évaluation de la vitesse de corrosion.

Pour la corrosion localisée, l'analyse est plus complexe. En effet, la corrosion est concentrée sur des petits domaines et peut se propager rapidement en profondeur. Dans ce cas, l'apport de techniques de mesures locales est indéniable pour la compréhension des processus. Si l'utilisation de telles mesures s'est largement développée dans les laboratoires de recherche, elle reste encore confidentielle pour les études sur le terrain en raison de la difficulté de leur mise en œuvre.

Le choix du magnésium et de l'aluminium a donné un aperçu forcément limité de l'apport des mesures électrochimiques pour l'étude de la corrosion, mais de nombreux travaux de la littérature utilisent ces techniques globales et locales pour caractériser d'autres matériaux comme les aciers, le cuivre et ses alliages.

## Références

- [1] Landolt D., *Corrosion and Surface Chemistry of Metals*, EPFL Press, 2007.
- [2] Song G., Atrens A., *Adv. Eng. Mater.*, 2003, 5, p. 837.
- [3] Cao F., Shi Z., Hofstetter J., Uggowitzer P.J., Song G., Liu M., Atrens A., *Corros. Sci.*, 2013, 75, p. 78.
- [4] Turrentine J.W., *J. Phys. Chem.*, 1908, 12, p. 448.
- [5] Song G., Atrens A., Stjohn D., Wu X., Nairn J., *Corros. Sci.*, 1997, 39, p. 1981.
- [6] Robinson J.L., King P.F., *J. Electrochem. Soc.*, 1961, 108, p. 36.
- [7] Gulbransen E., Tafto J., Olsen A., *Corros. Sci.*, 1993, 34, p. 1423.
- [8] Tribollet B., Orazem M.E., *Electrochemical Impedance Spectroscopy*, John Wiley & Sons, 2008.
- [9] Keddad M., Mattos O.R., Takenouti H., *J. Electrochem. Soc.*, 1981, 128, p. 257.
- [10] Keddad M., 2006 W.R. Whitney Award Lecture, *Corrosion, Houston*, 2006, 62, p. 1056.
- [11] Baril G., Galicia G., Deslouis C., Pébère N., Tribollet B., Vivier V., *J. Electrochem. Soc.*, 2007, 154, p. C108.
- [12] Jensen M.B., Guerard A., Tallman D.E., Bierwagen G.P., *J. Electrochem. Soc.*, 2008, 155, p. C324.
- [13] Vuillemin B., Philippe X., Oltra R., Vignal V., Coudreuse L., Dufour L.C., Finot E., *Corros. Sci.*, 2003, 45, p. 1143.
- [14] Lohrengel M.M., Moehring A., Pilaski M., *Fresenius, J. Anal. Chem.*, 2000, 367, p. 334.
- [15] Jorcin J.-B., Blanc C., Pébère N., Tribollet B., Vivier V., *J. Electrochem. Soc.*, 2008, 155, p. C046.
- [16] Lacroix L., Blanc C., Pébère N., Thompson G.E., Tribollet B., Vivier V., *Corros. Sci.*, 2012, 64, p. 213.



N. Pébère

### Nadine Pébère

est directrice de recherche au CNRS, Institut Carnot CIRIMAT, ENSIACET\*.

### Vincent Vivier

est directeur de recherche au CNRS, Laboratoire Interfaces et Systèmes Electrochimiques, Université Pierre et Marie Curie Paris 6\*\*.



V. Vivier

\* Institut Carnot CIRIMAT, UMR CNRS 5085, ENSIACET, 4 allée Émile Monso, CS 44362, F-31030 Toulouse Cedex 4. Courriel : nadine.pebere@ensiacet.fr

\*\* Laboratoire Interfaces et Systèmes Electrochimiques, UMR 8235, Université Pierre et Marie Curie Paris 6, Boîte courrier 133, 4 place Jussieu, F-75252 Paris Cedex 05. Courriel : vincent.vivier@upmc.fr

### Chimie et cerveau

M.-T. Dinh-Audouin, D. Olivier, P. Rigny (coord.)  
216 p., 25 €  
EDP Sciences/Fondation de la Maison de la Chimie, 2015

Objet le plus complexe de la création, le cerveau humain commande nos comportements, nos actions, nos états, mentaux ou physiques. Comment espérer relier cet organe mou et insaisissable aux fonctions de la vie, de l'humeur, des maladies ? La science des vingt dernières années a tracé la voie des réponses, et la chimie y occupe une place toute particulière. Ses champs d'applications sont : les techniques d'imagerie modernes, pour voir le cerveau « en situation réelle » au niveau moléculaire ; l'observation des transformations des structures internes du cerveau, pour comprendre les processus du vieillissement ; la lutte contre la dépression, les addictions, les maladies neurodégénératives (Parkinson, Alzheimer...) et autres maladies du cerveau. Des perspectives stupéfiantes se présentent pour la santé publique des prochaines générations.

*Cet ouvrage de la collection « L'Actualité Chimique-Livres » fait suite au colloque de la série « Chimie et... » de la Fondation de la Maison de la Chimie.*

**À commander chez votre libraire ou  
sur [laboutique.edpsciences.fr](http://laboutique.edpsciences.fr)**