

L'électrolyse de l'eau en quête de performance... et donc d'électrocatalyseurs

Résumé L'intermittence des énergies renouvelables fait du stockage de l'énergie un des enjeux sociétaux majeurs. Pour cela, l'hydrogène, lorsque généré par la réaction d'électrolyse de l'eau, apparaît comme un vecteur énergétique viable. Cependant, ce processus en apparence simple fait intervenir deux demi-réactions complexes qui nécessitent l'utilisation d'électrocatalyseurs. Ceci est particulièrement vrai pour la réaction d'oxydation de l'eau et de dégagement de l'oxygène pour laquelle des surtensions supérieures à 200-300 mV sont mesurées, et ce même pour les électrocatalyseurs les plus performants. De nombreux efforts ont donc récemment porté sur le design de nouveaux électrocatalyseurs plus performants et plus stables dans ces conditions très oxydantes, ainsi que sur la compréhension du mécanisme réactionnel. Cet article se propose de couvrir de façon critique les dernières avancées réalisées dans le domaine et de dégager les prochains enjeux liés à ce développement qui nécessiteront sans nul doute une approche complémentaire faisant intervenir la chimie des matériaux, la compréhension des phénomènes aux interfaces solides/liquides, ainsi que le développement de nouveaux outils permettant de sonder les transferts d'ions et d'électrons aux interfaces électrochimiques.

Mots-clés **Électrolyse de l'eau, électrocatalyseurs, oxydes de métaux de transition, cinétique électrochimique, couple redox O₂/H₂O.**

Abstract **Water electrolysis in search of performance... and therefore of electrocatalysts**

Owing to their intermittency, the storage of renewable energies at scale is arguably one of the greatest challenges facing mankind. For that, the storage of electricity into the form of a chemical such as hydrogen through electrochemical processes appears as a simple solution. Nevertheless, this process known as water electrolysis is composed of two rather complex half reactions. Especially, the kinetics associated with the one oxidizing water to evolve oxygen, namely the oxygen evolution reaction (OER), is sluggish and currently limits the overall efficiency of hydrogen production through water splitting. Numerous efforts have thus been made recently in order to design better electrocatalysts for the OER and to understand the underlying mechanism responsible for this slow kinetics. In this article, our latest results in the field are summarized and the next challenges to be tackled in order to understand such complex interfacial processes are critically presented.

Keywords **Water splitting, electrocatalysis, oxygen evolution reaction, transition metal oxides, oxygen redox.**

La production énergétique à partir des énergies renouvelables (solaire, éolien, etc.) est largement limitée par leur caractère délocalisé et leur intermittence. Leur stockage à grande échelle est ainsi plus que jamais un des enjeux sociétaux majeurs. Pour cela, de nombreux systèmes de stockage sont disponibles, chacun répondant à une problématique en termes de densité d'énergie et de moyens de distribution. Parmi ceux-ci, l'hydrogène de par sa forte densité d'énergie massique (39 kWh/kg, soit trois fois supérieure à celle d'un litre d'essence) apparaît depuis longtemps comme un vecteur énergétique intéressant. De plus, l'hydrogène peut non seulement servir de vecteur énergétique, mais celui-ci est aussi primordial pour le procédé Haber-Bosch servant à la synthèse de l'ammoniac NH₃ (procédé responsable d'environ 2 % de la consommation énergétique annuelle). Cet attrait a ainsi poussé de nombreuses recherches sur l'électrolyse de l'eau (2 H₂O = 2 H₂ + O₂) comme moyen propre de production d'hydrogène à partir des énergies renouvelables.

Cependant, le développement de l'électrolyse comme méthode de production efficace à grande échelle de l'hydrogène (celle-ci représente moins de 1 % de la production globale d'hydrogène) dépendra largement des progrès futurs dans le design de nouveaux catalyseurs pour la réaction d'électro-oxydation de l'eau et de dégagement de l'oxygène. En effet, cette réaction (2 H₂O = O_{2(g)} + 4 H⁺ + 4 e⁻) est la source d'électrons pour la réaction d'électro-réduction de l'eau et de formation de dihydrogène (2 H⁺ + 2 e⁻ = H_{2(g)}).

De plus, l'importance de cette réaction va au-delà de l'électrolyse de l'eau, puisque celle-ci sert aussi de source d'électrons pour des réactions comme l'électro-réduction du CO₂ et la production de petites molécules à haute valeur ajoutée comme CO ou les aldéhydes, ou encore l'électrosynthèse de l'ammoniac *via* la réduction électrochimique de l'azote en milieu protique.

La réaction d'oxydation de l'eau et de dégagement de l'oxygène est une réaction complexe, qui fait intervenir l'échange de quatre protons et quatre électrons en plusieurs étapes successives. Elle nécessite l'utilisation d'électrocatalyseurs qui, sous ces conditions extrêmement oxydantes, sont des oxydes de métaux de transition. En surface de ces oxydes, différents intermédiaires sont formés à chaque étape élémentaire de la réaction (*figure 1b*). Afin de diminuer les pertes énergétiques liées à cette réaction, il s'agit donc de contrôler les barrières énergétiques nécessaires pour former ces intermédiaires et limiter les surtensions associées à cette réaction [1]. L'activité de ces catalyseurs suit donc le principe de Sabatier selon lequel l'énergie de formation de ces intermédiaires ne doit pas être trop faible afin de faciliter leur formation, ni trop forte pour ne pas pénaliser la formation de l'intermédiaire suivant [2]; un optimum est donc obtenu suivant une courbe dite de type « volcan » (*figure 1c*). Des travaux récents ont pu montrer à l'aide de calculs *ab initio* que les énergies de ces différents intermédiaires sont corrélées les unes aux autres, empêchant l'obtention d'une surtension nulle pour cette

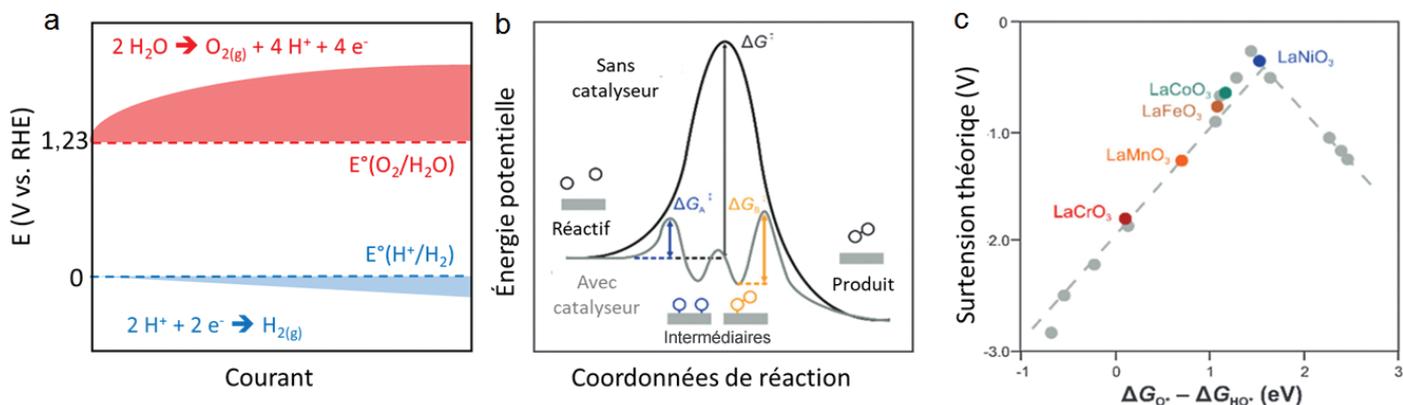


Figure 1 - a) Représentation schématique du potentiel devant être appliqué pour oxyder l'eau et la réduire en fonction de la densité de courant, montrant la très large surtension nécessaire pour la réaction d'oxydation de l'eau. b) Schéma représentant la formation d'intermédiaires de réaction en surface de catalyseurs hétérogènes et régulant la barrière d'activation ΔG^\ddagger de la réaction électrocatalytique. c) Courbe dite de type « volcan » montrant l'évolution de l'activité électrocatalytique de métaux de transition de type pérovskite en fonction de l'énergie de formation de l'intermédiaire réactionnel *O depuis *OH. Reproduit d'après [2] avec permission de la Royal Society of Chemistry.

réaction [3]. Ainsi, pour les meilleurs catalyseurs développés à ce jour, une surtension d'environ 200 mV est toujours observée, surtension qu'il faut mettre en perspective vis-à-vis de la surtension quasi nulle mesurée pour la réaction de réduction de l'eau et de dégagement de l'hydrogène en surface du platine, par exemple.

Atomes de cœur, atomes de surface

Afin de casser ce plafond de verre, mes efforts se sont tournés vers la compréhension et le développement de nouveaux mécanismes réactionnels. Ainsi, notre vision basée sur la simple adsorption/désorption des espèces intermédiaires en surface du catalyseur a pu être remise en cause en démontrant que les atomes de cœur du catalyseur peuvent aussi participer à la réaction [4-7]. Pour démontrer cela, les catalyseurs ont été marqués à l'aide de l'isotope ^{18}O de l'oxygène et des mesures d'oxydation de l'eau ont été réalisées avec de l'eau non marquée (H_2^{16}O) [8]. En suivant cette expérience à l'aide de mesures *operando* par spectrométrie de masse, un phénomène jusque-là négligé a été mis en évidence. En effet, alors que la réaction de dégagement d'oxygène ne devrait produire que de l'oxygène provenant de l'oxydation de l'eau, une quantité non négligeable d'oxygène provenant du catalyseur lui-même est détectée pour les matériaux les plus actifs. En d'autres termes, les atomes du catalyseur participent à la réaction d'oxydation de l'eau. Ainsi, les oxygènes de surface sont oxydés pendant la réaction et servent de sites actifs (figure 2) selon un schéma réactionnel rappelant le mécanisme de type Mars van Krevelen précédemment mis en avant pour la réaction d'oxydation de CO en phase gazeuse [9].

De plus, les oxygènes de cœur peuvent aussi participer à la réaction par diffusion jusqu'à la surface lors de la réaction et une corrélation est obtenue entre l'activité électrocatalytique d'oxydes de cobalt vis-à-vis de l'oxydation de l'eau et la quantité d'oxygène du cœur de ces oxydes participant à la réaction, le catalyseur le plus actif étant SrCoO_3 . En couplant ces études avec des analyses par microscopie électronique en transmission (MET), nous avons déduit ensuite que de nombreux efforts seront nécessaires afin de parfaitement contrôler ce mécanisme. En effet, il a pu être mis en avant que la surface des oxydes de métaux de transition démontrant les meilleures performances évolue très souvent au cours du fonctionnement et qu'une nouvelle couche se forme (figure 3) [11-12]. Il apparaît que l'épaisseur de cette couche varie selon les

conditions et que la cristallinité initiale du catalyseur est perdue, ce qui a pu être expliqué par des analyses dispersives en énergie qui révèlent que la composition chimique de la surface évolue elle aussi pour devenir riche en métaux de transition et pauvre en alcalinoterreux ou terres rares qui constituent les catalyseurs de cette réaction [11]. En couplant ces observations à des mesures de spectrométrie d'absorption des rayons X [13-14], il a pu être démontré que l'arrangement cristallin de cette couche surfacique est modifié par rapport à ceux des oxyhydroxydes de métaux de transition, tels que CoOOH ou NiOOH . Ainsi, lors du mécanisme impliquant l'oxydation du réseau d'oxygène et la mise en solution des métaux

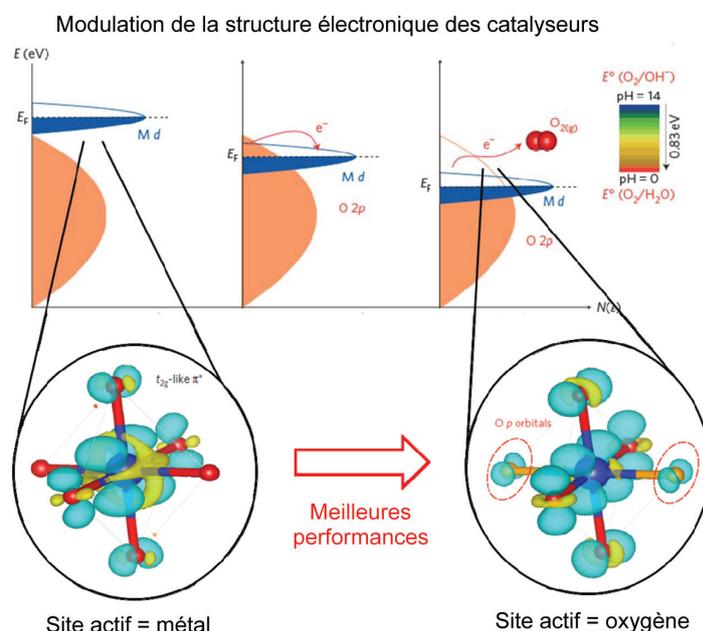


Figure 2 - En haut : représentation schématique de la densité d'états pour les oxydes de métaux de transition, avec le niveau de Fermi E_F par rapport aux niveaux 3d du métal de transition (bleu) et les niveaux 2p du ligand oxygène (rouge). Lorsque le niveau de Fermi atteint les niveaux énergétiques du ligand oxygène, celui-ci devient le site actif pour la réaction d'oxydation de l'eau et de dégagement de l'oxygène, entraînant une amélioration des performances du catalyseur. En insert sont représentées les modifications de la densité électronique calculée pour un octaèdre Ir^{5+}O_6 (gauche) et Ir^{6+}O_6 dans la structure pérovskite montrant la polarisation d'une orbitale anti-liante Ir-O à fort caractère métallique sous oxydation (gauche), soulignant que le métal est le site actif, et la polarisation d'une orbitale non liante de l'oxygène qui devient ainsi le site actif pour l'oxydation de l'eau (droite). Reproduit d'après [7] et [10] avec permission.

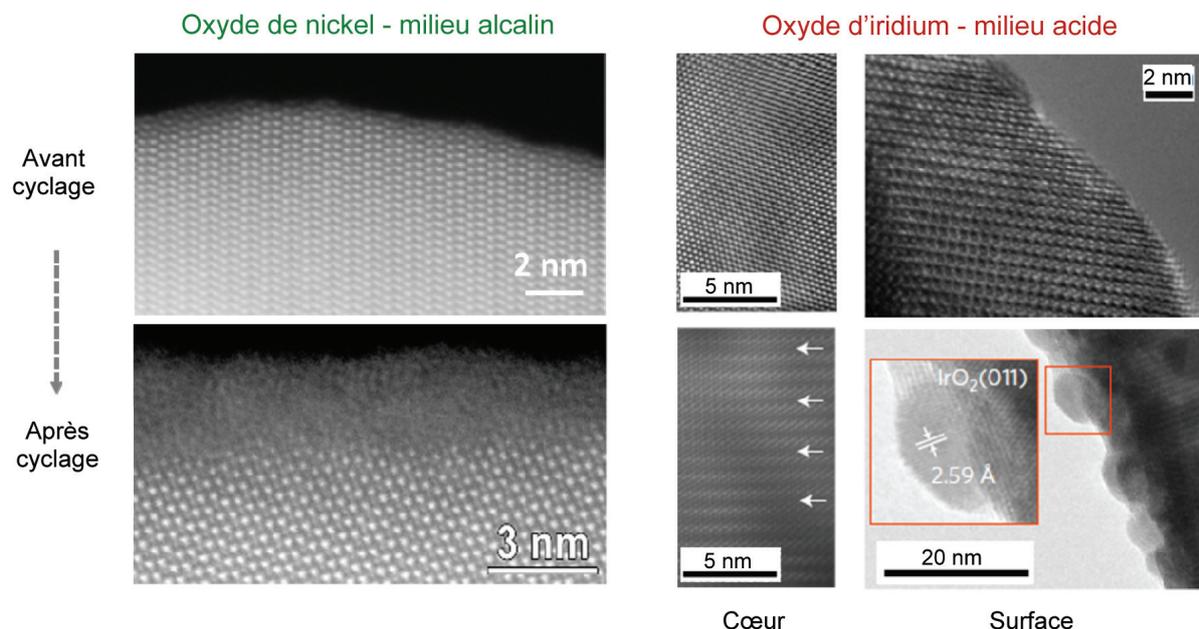


Figure 3 - Images par microscopie électronique en transmission (MET) réalisées avant cyclage (haut) et après cyclage (bas) pour $\text{La}_2\text{Li}_{0.5}\text{Ni}_{0.5}\text{O}_{4+\delta}$ utilisé comme catalyseur en milieu alcalin (gauche) et $\text{La}_2\text{LiIrO}_6$ utilisé comme catalyseur en milieu acide (droite). Pour ces deux catalyseurs, la surface est modifiée après cyclage et pour $\text{La}_2\text{LiIrO}_6$ (droite), une migration atomique est observée depuis le cœur du matériau vers la surface. Reproduit d'après [10] et [12] avec permission.

de transition, ceux-ci précipitent en milieu alcalin sous forme d'hydroxydes ou d'oxyhydroxydes (figure 3, gauche), selon le potentiel appliqué et suivant le diagramme de Pourbaix du métal considéré. Un équilibre s'établit donc pour lequel les métaux de transition sont dissous puis, de par leur faible solubilité en milieu alcalin, constamment redéposés aux potentiels élevés appliqués pour la réaction d'oxydation de l'eau.

Nous avons ainsi pu démontrer qu'une seule et même espèce chimique est à l'origine du mécanisme faisant participer les atomes de cœur du catalyseur ainsi que de cette relative instabilité de la surface des catalyseurs les plus actifs. En effet, en fonction de la structure électronique du catalyseur, des oxygènes de surface peuvent être oxydés pour former des espèces électrophiles réactives (figure 2) [6-7, 10]. Ces espèces électrophiles servent ainsi de sites actifs pour l'oxydation de l'eau et le dégagement d'oxygène et sont consommées lors de la réaction, diminuant ainsi la coordination des métaux de transition en surface du catalyseur. Lorsque la cinétique de remplissage par les ions OH^- de ces lacunes d'oxygène ainsi créées est plus lente que leur cinétique de formation, la surface devient instable et des clusters de cations chargés sont libérés en solution avant de se redéposer sous formes d'hydroxydes en conditions alcalines.

Nous avons de plus pu montrer que le même intermédiaire commun (oxygène électrophile de surface) est aussi responsable de la dégradation électrochimique des électrocatalyseurs en milieu acide [10]. Cependant, la solubilité des métaux de transition est bien plus élevée en milieu acide qu'en milieu alcalin [15], et seuls les catalyseurs à base d'iridium présentent une stabilité suffisante pour être envisagés dans des électrolyseurs à membrane polymère conductrice protonique. De nombreux travaux dont les nôtres [16] se penchent ainsi sur l'analyse et la compréhension de ces vitesses de dissolution, qui peuvent atteindre plusieurs dizaines de nanogrammes d'iridium dissous par seconde et par cm^2 de catalyseur, et sur l'estimation du temps de vie des catalyseurs à base d'iridium [17]. Il apparaît que l'oxyde d'iridium IrO_2 préparé à haute température atteint une durée de vie allant jusqu'à dix ans alors que des oxydes plus complexes tels que les pérovskites

présentent des durées de vie de l'ordre du mois (figure 3, droite). Cependant, en jouant sur le type de substrat utilisé afin de supporter les catalyseurs, ces temps de vie peuvent être améliorés. De plus, une structuration du catalyseur sous forme mésoporeuse permet de limiter l'impact de cette dissolution sur la durée de vie du catalyseur [18], en accélérant la redéposition de l'iridium et en évitant ainsi une perte trop grande de matière. Des progrès de mise en forme permettront donc d'améliorer les performances et la durabilité des catalyseurs en milieu acide.

L'électrocatalyseur de rêve !

Forts de cette compréhension nouvelle, nos récents travaux s'attachent à explorer le rôle de la structuration de l'eau sur le contrôle des cinétiques de dégagement de l'oxygène, mais aussi sur la stabilité du catalyseur [19-21]. En effet, les ions présents en solution peuvent interagir avec les sites actifs de surface et ainsi moduler grandement leur activité. Ceci est particulièrement vrai pour le fer qui est présent sous forme d'impuretés dans les solutions alcalines et qui améliore fortement l'activité électrocatalytique des catalyseurs à base de cobalt ou de nickel [19]. De même, le pH et donc la concentration en OH^- influe grandement sur la cinétique d'oxydation [8, 14].

Ainsi, après avoir focalisé nos travaux sur la structure cristallographique et électronique des oxydes de métaux de transition, le prochain défi qu'il nous faudra relever concerne le contrôle de ces interactions faibles de type van der Waals (liaisons hydrogène ou autres) entre les ions en solution et la surface du catalyseur (figure 4a) [21]. En effet, ce type d'interactions module grandement les énergies des intermédiaires de la réaction et, comme il a pu être démontré par calcul *ab initio*, permet d'augmenter les performances des catalyseurs jusqu'à, espérons-le, atteindre des surtensions qui s'approcheront toujours plus de zéro. Nul ne doute que pour comprendre des phénomènes aussi complexes, de nombreux outils devront être développés. Parmi ceux-ci, les calculs *ab initio* utilisant la théorie de la fonctionnelle de la densité (DFT) seront cruciaux.

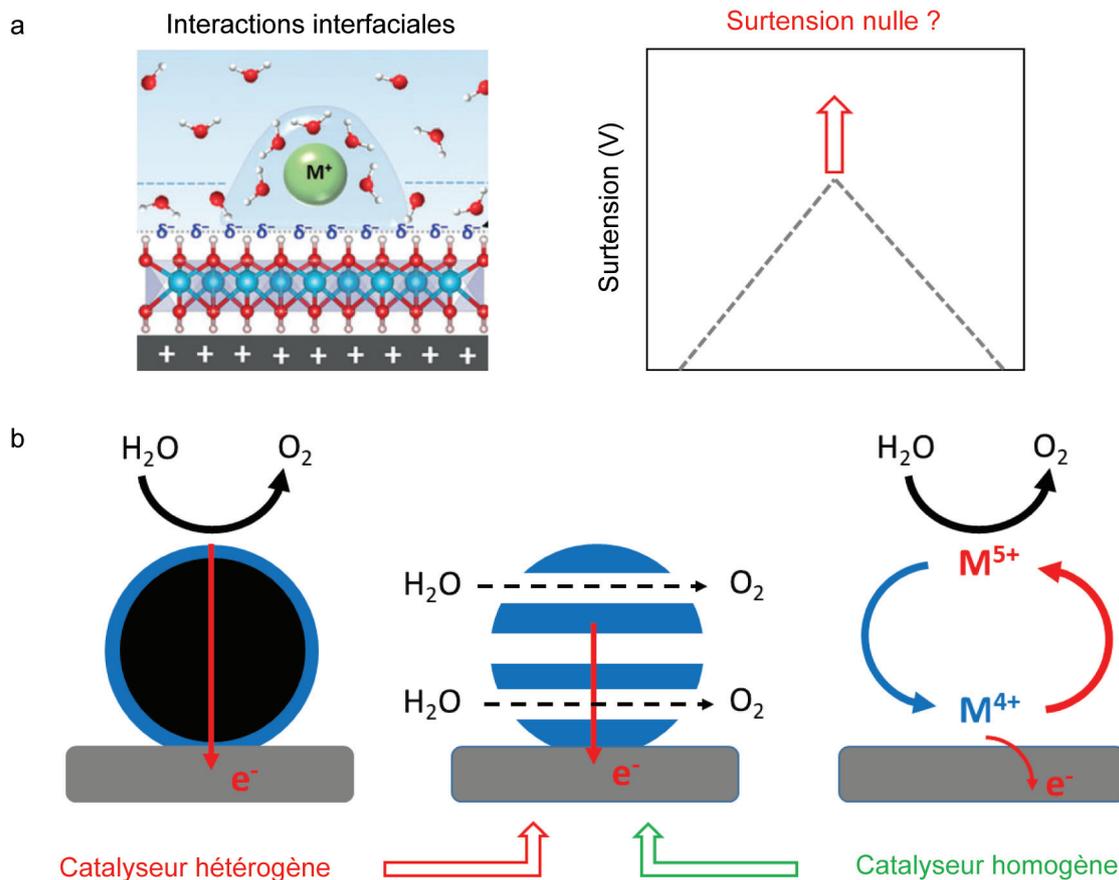


Figure 4 - a) Illustration schématique des interactions interfaciales pouvant avoir lieu entre les ions en solution et la surface des catalyseurs. Le contrôle de ces interactions permettra d'améliorer les performances des oxydes de métaux de transition vis-à-vis de la réaction d'oxydation de l'eau. b) Illustration d'un catalyseur combinant les avantages d'un catalyseur hétérogène, c'est-à-dire d'être solide, et ceux d'un catalyseur homogène, c'est-à-dire d'être en interaction complète avec les ions de la solution. Reproduit d'après [19] avec permission.

Cependant, afin de rendre compte de la complexité des processus aux interfaces électrochimiques, ceux-ci devront inclure le traitement explicite des molécules composant l'électrolyte ainsi que les effets liés au potentiel d'électrode. Sans cela, les informations obtenues resteront superficielles et ne permettront pas de dépasser notre compréhension actuelle. De plus, des outils spectroscopiques *operando* tels que la spectroscopie d'absorption des rayons X (XAS) ou bien de résonance magnétique nucléaire (RMN) permettront certainement d'acquérir de plus amples informations quant aux interactions faibles, et plus spécialement les liaisons hydrogène, qui gouvernent la structure de la double couche en surface des catalyseurs et modulent ainsi les énergies des différents intermédiaires de réaction.

Enfin, le rêve ultime que nous poursuivons actuellement est de combiner les avantages des catalyseurs homogènes (molécules dissoutes en solution), pour lesquels tous les sites actifs sont en contact avec l'électrolyte, avec ceux des catalyseurs hétérogènes (les solides) qui sont plus résistants et plus faciles à intégrer dans un électrolyseur. Pour cela, il s'agira de créer une porosité cristallographique qui sera accessible aux ions présents en solution, permettant d'utiliser la totalité du pouvoir oxydant des catalyseurs, et non plus seulement la surface comme ceci est le cas actuellement pour les oxydes de métaux de transition (figure 4b).

En définitive, notre approche basée sur la chimie des matériaux s'est révélée cruciale pour comprendre les phénomènes d'activation des propriétés électrocatalytiques des oxydes de métaux de transition pour la réaction d'oxydation de l'eau.

Nul doute que les prochains progrès dans ce domaine seront réalisés en intégrant cette connaissance nouvelle avec la compréhension et la prise en compte des interactions complexes ayant lieu en surface des catalyseurs avec les ions présents en solution. Ceci représente donc un défi dont l'importance sera grandissante dans nos futurs travaux. Grâce à une compréhension poussée de ces interactions, nous espérons mieux rationaliser la conception de nouveaux électrocatalyseurs, performants, stables et à base d'éléments abondants et non toxiques, et ainsi accélérer sensiblement l'avènement du stockage chimique à grande échelle de l'électricité renouvelable.

L'auteur remercie l'ANR (projet MIDWAY, ANR-17-CE05-0008) pour le financement.

[1] Evans M.G., Polanyi M.J., Inertia and driving force of chemical reactions, *J. Chem. Soc. Faraday Trans.*, **1936**, 32, p. 1333.

[2] Hong W.T., Risch M., Stoerzinger K.A., Grimaud A., Suntivich J., Shao-Horn Y., Toward the rational design of non-precious transition metal oxides for oxygen electrocatalysis, *Energy Environ. Sci.*, **2015**, 8, p. 1404.

[3] Man I.C., Su H.Y., Calle-Vallejo F., Hansen H.A., Martinez J.I., Inoglu N.G., Kitchin J., Jaramillo T.F., Nørskov J.K., Rossmeisl J., Universality in oxygen evolution electrocatalysis on oxide surfaces, *ChemCatChem*, **2011**, 3, p. 1159.

[4] Grimaud A., May K.J., Carlton C.E., Lee Y.-L., Risch M., Zhou J., Shao-Horn Y., Double perovskite as a new family of highly active catalysts for oxygen evolution in alkaline solution, *Nat. Commun.*, **2013**, 4, art. n° 2439.

[5] Hong W.T., Stoerzinger K.A., Lee Y.-L., Giordano L., Grimaud A., Johnson A.M., Hwang J., Crumlin E.J., Yang W., Shao-Horn Y., Charge-transfer-energy-dependent oxygen evolution reaction mechanisms for perovskite oxides, *Energy Environ. Sci.*, **2017**, 10, p. 2190.

[6] Yang C., Grimaud A., Factors controlling the redox activity of oxygen in perovskites: from theory to application for catalytic reactions, *Catalysts*, **2017**, 7, p. 149.

[7] Grimaud A., Hong W.T., Shao-Horn Y., Tarascon J.-M., Anionic redox processes for electrochemical devices, *Nat. Mater.*, **2016**, *15*, p. 121.

[8] Grimaud A., Diaz-Morales O., Han B., Hong W.T., Lee Y.-L., Giordano L., Stoerzinger K., Koper M.T.M., Shao-Horn Y., Activating lattice oxygen redox reactions in metal oxides to catalyze oxygen evolution, *Nat. Chem.*, **2017**, *9*, p. 457.

[9] Mars P., van Krevelen D.W., Oxidations carried out by means of vanadium oxide catalysts, *Chem. Eng. Sci.*, **1954**, *3*, p. 41.

[10] Grimaud A., Demortière A., Saubanière M., Dachraoui W., Duchamp M., Doublet M.-L., Tarascon J.-M., Activation of surface oxygen sites on an iridium-based model catalyst for the oxygen evolution reaction, *Nat. Energy*, **2017**, *2*, art. n° 16189.

[11] May K.J., Carlton C.E., Stoerzinger K.A., Risch M., Suntivich J., Lee Y.-L., Grimaud A., Shao-Horn Y., Influence of oxygen evolution during water oxidation on the surface of perovskite oxide catalysts, *J. Phys. Chem. Lett.*, **2012**, *3*, p. 22.

[12] Yang C., Batuk M., Jacquet Q., Rousse G., Yin W., Zhang L., Hadermann J., Abakumov A.M., Cibirin G., Chadwick A., Tarascon J.-M., Grimaud A., Revealing the pH dependent activities and surface instabilities for Ni-based electrocatalysts during the oxygen evolution reaction, *ACS Energy Lett.*, **2018**, *3*, p. 2884.

[13] Risch M., Grimaud A., May K.J., Stoerzinger K.A., Chen T.J., Mansour A.N., Shao-Horn Y., Structural changes of cobalt-based perovskites upon water oxidation investigated by EXAFS, *J. Phys. Chem. C*, **2013**, *117*, p. 8628.

[14] Yang C., Laberty-Robert C., Batuk D., Cibirin A., Chadwick A., Pimenta V., Yin W., Zhang L., Tarascon J.-M., Grimaud A., Phosphate ion functionalization of perovskite surfaces for enhanced oxygen evolution reaction, *J. Phys. Chem. Lett.*, **2017**, *8*, p. 3466.

[15] Kasian O., Geiger S., Mayrhofer K.J.J., Cherevko S., Electrochemical on-line ICP-MS in electrocatalysis research, *Chem. Rec.*, **2018**, doi: 10.1002/tcr.201800162.

[16] Zhang R., Dubouis N., Ben Osman M., Yin W., Sougrati M.T., Alves Dalla Corte D., Giaume D., Grimaud A., Dissolution/precipitation equilibrium on the surface of iridium-based perovskites as oxygen evolution reaction catalysts in acidic media, *Angew. Chem. Int. Ed.*, **2019**, doi: 10.1002/anie.201814075.

[17] Geiger S., Kasian O., Ledendecker M., Pizzutilo E., Mingers A.M., Fu W.T., Diaz-Morales O., Li Z., Oellers T., Fruchter L., Ludwig A., Mayrhofer K.J.J., Koper M.T., Cherevko S., The stability number as a metric for electrocatalyst stability benchmarking, *Nat. Catal.*, **2018**, *1*, p. 508.

[18] Kim Y.-T., Lopes P.P., Park S.-A., Lee A.-Y., Lim J., Lee H., Back S., Jung Y., Danilovic N., Stamenkovic V., Erlebacher J., Snyder J., Markovic N.M., Balancing activity, stability and conductivity of nanoporous core-shell iridium/iridium oxide oxygen evolution catalysts, *Nat. Commun.*, **2017**, *8*, p. 1449.

[19] Yang C., Fontaine O., Tarascon J.-M., Grimaud A., Chemical recognition of active oxygen species on the surface of oxygen evolution reaction electrocatalysts, *Angew. Chem. Int. Ed.*, **2017**, *56*, p. 8652.

[20] Dubouis N., Serva A., Salager E., Deschamps M., Salanne M., Grimaud A., The fate of water at the electrochemical interfaces: electrochemical behavior of free vs. coordinating water, *J. Phys. Chem. Lett.*, **2018**, *9*, p. 6683.

[21] Dubouis N., Yang C., Beer R., Ries L., Voiry D., Grimaud A., Interfacial interactions as an electrochemical tool to understand Mo-based catalysts for the hydrogen evolution reaction, *ACS Catal.*, **2018**, *8*, p. 828.

Alexis GRIMAUD,

chargé de recherche au CNRS au laboratoire Chimie du solide et énergie, Collège de France*, et membre du Réseau sur le Stockage Electrochimique de l'Énergie (RS2E)**.

Il a reçu le prix « Espoir de la chimie pour l'énergie » 2018 de l'interdivision Énergie de la Société Chimique de France.

* Chimie du Solide et de l'Énergie, Collège de France, UMR 8260, 75231 Paris Cedex 05.

Courriel : alexis.grimaud@college-de-france.fr

** RS2E, CNRS FR 3459, 80039 Amiens Cedex.

www.energie-rs2e.com/fr



L'Union des professeurs de physique et de chimie

Une association d'enseignants au service des enseignants

Tous les Bup de 1907 à ce jour
en téléchargement gratuit pour toute adhésion et abonnement

Publication numérique mensuelle
avec impression papier trimestrielle



Consultation du Bup en ligne
par articles et par numéro avec BupDoc

- ◆ Pour tous : 1907 → 2014
- ◆ Pour les abonnés : 2015 → 2019



Un congrès organisé chaque année
par une académie différente



Le site : <http://www.udppc.asso.fr>

Espace Labo
Textes statutaires et documents
Gestion du laboratoire...

Espace Collège
Programmes
Liens intéressants

Espace Lycée
Enquêtes
Programmes...

Documents thématiques
Autour de la classification périodique
Métrologie...

Siège social et courrier : 42 rue Saint-Jacques - 75005 PARIS
Tél. : 01 40 46 83 80 - Fax : 01 46 34 76 61 - secretariat.national@udppc.asso.fr