

La corrosion dans l'industrie chimique

Par PIERRE BACHMANN, privat-docent à l'Université de Genève

L. Givaudan & Cie S.A., Vernier-Genève

1. Introduction

La corrosion est la détérioration d'un métal produite par un processus chimique ou électrochimique. Cette brève définition caractérise un véritable fléau dont les milieux industriels ont encore trop tendance à sous-estimer le danger. Toutes les industries sont touchées par la corrosion puisque celle-ci se manifeste partout où il y a des métaux, mais c'est dans l'industrie chimique que le problème est le plus aigu parce que les métaux dont sont faits les appareils de réaction sont en contact presque ininterrompu avec les produits les plus agressifs.

Il est difficile de donner une valeur aux pertes causées par la corrosion, mais les chiffres avancés par les spécialistes de la question, bien qu'approximatifs, montrent que les dégâts sont sérieux. H. H. UHLIG¹ estime de 5,5 à 6 milliards de dollars le coût annuel de la corrosion pour les Etats-Unis seulement ; à l'échelle mondiale c'est près du tiers de la production totale du fer et de l'acier qui doit être consacré au remplacement de constructions endommagées ou même détruites par la corrosion.

Les frais directs occasionnés par la corrosion, sont ceux qui résultent du coût supplémentaire des matériaux utilisés à la place de l'acier qui serait employé en l'absence de corrosion, ainsi que du coût des moyens de protection (peinture, traitements spéciaux) et de la main d'œuvre qui y est consacrée. Il y a également des dépenses indirectes, telles que les pertes de produit par ruptures d'appareils corrodés et le temps perdu pendant le remplacement ou la réparation du matériel abîmé.

Jusqu'aujourd'hui la corrosion était considérée comme un problème d'entretien, mais la tendance actuelle est d'en tenir compte dans les bureaux d'étude lors du calcul des appareils, d'une façon analogue à d'autres facteurs, comme la pression et la température. L'ingénieur prévoit pour les parois des appareils métalliques destinés à l'industrie chimique une épaisseur largement supérieure à celle qu'exigeraient théoriquement les efforts mécaniques exercés sur l'appareillage, cette marge de sécurité étant destinée à compenser l'effet destructeur de la corrosion.

Il est évident que pour être à même de lutter d'une façon efficace contre la corrosion, le premier objectif est de savoir comment et dans quelles conditions elle agit. C'est pourquoi dans un grand pays industriel comme l'Amérique, il n'est pas rare de rencontrer des ingénieurs spécialistes de la corrosion qui, tout en étant issus d'autres spécialités telles que génie chimique, métallurgie, électrochimie ou chimie, ont acquis leur formation par l'expérience seulement. L'Université américaine

de Pittsburgh envisage la création d'un cycle d'études de quatre ans pour les ingénieurs de la corrosion. En attendant, les grandes sociétés industrielles se sont mises à former elles-mêmes leurs spécialistes en organisant des cours, des conférences et des travaux pratiques. En Europe il est probable qu'une semblable évolution se manifesterait sous peu.

2. Les différents mécanismes de la corrosion

Pour que la corrosion d'un métal puisse prendre naissance il faut qu'une ou plusieurs réactions chimiques (ou électrochimiques) aient lieu entre le métal et l'agent corrosif. Ces réactions entraînent la formation d'un corps nouveau dans le système que l'on désigne sous le nom de *produit de corrosion*. Ce produit de corrosion peut jouer un rôle très important et modifier par sa présence le développement de l'attaque ; ce point sera étudié plus loin. Le phénomène de la corrosion se déroule, suivant les conditions, de plusieurs façons différentes qu'il est possible de grouper dans les trois catégories suivantes : corrosion chimique proprement dite, corrosion électrochimique, corrosion due à des causes mécaniques.

La corrosion chimique

La réaction de la plupart des métaux avec l'oxygène, ou avec l'oxygène et l'eau conjointement, s'accompagne d'une diminution de l'énergie libre du système, ce qui revient à dire que la réaction se fait naturellement dans le sens métal \rightarrow oxyde. Pourquoi les métaux ne se transforment-ils pas complètement en oxydes au contact de l'air ? La raison est que si l'oxyde (qui est le produit de corrosion) se forme en effet, sa présence même constitue à la surface du métal une pellicule protectrice qui diminue, et qui peut même arrêter la corrosion si cette pellicule est suffisamment imperméable. Les oxydes des métaux légers (Na_2O , K_2O , CaO , MgO) forment des pellicules poreuses qui ne protègent pas le métal sous-jacent des effets de la corrosion. Un morceau de sodium exposé à l'air se transforme intégralement en oxyde et en carbonate ; le magnésium ne réagit pas à froid avec l'air, mais à chaud il doit être protégé par un gaz inerte. Les oxydes des métaux lourds et de l'aluminium forment par contre des pellicules imperméables parce qu'ils occupent un volume moléculaire plus grand que les métaux eux-mêmes. Il est possible de savoir si la pellicule est protectrice ou non à l'aide du rapport :

$$\frac{M \cdot d}{m \cdot D}$$

M = poids moléculaire de l'oxyde formé
 D = densité de l'oxyde formé
 m = poids atomique du métal multiplié par le nombre d'atomes de métal entrant dans la formule de l'oxyde
 d = densité du métal

¹ H. H. UHLIG, *Chem. Eng. News* 1949, n° 27.



Fig. 1. Corrosion chimique. Anneau RASCHIG en aluminium attaqué par l'alcool éthylique

Si le rapport est < 1 , la pellicule n'est pas protectrice, s'il est > 1 , la pellicule est imperméable².

Il arrive que le produit de corrosion soit soluble dans le milieu corrosif, ne fût-ce que faiblement, l'attaque du métal se poursuit alors sans interruption jusqu'à sa destruction complète. L'acier est par exemple attaqué, à chaud et sous pression, par l'oxyde de carbone. Le produit de corrosion qui prend naissance est le fer-carbonyle, corps volatil qui bout à 102° et qui est éliminé au fur et à mesure de sa formation. Un autre exemple est l'attaque de l'aluminium par les alcools. Les alcoolates d'aluminium sont solubles dans un excès d'alcool correspondant. Cette réaction peut être très violente et percer une plaque d'aluminium de plusieurs millimètres d'épaisseur en deux à trois minutes (fig. 1).

La corrosion électrochimique

a) *La corrosion électrochimique dans un milieu neutre ou alcalin.* Quand un métal est plongé dans un électrolyte, il manifeste une tendance à envoyer des cations dans la solution et à se charger ainsi d'électricité négative. Le potentiel auquel le métal est porté dépend entre autres de la nature du métal et de la concentration des ions existant dans la solution. Le potentiel d'un métal plongeant dans une solution de ses ions dont l'activité = 1 est appelé potentiel normal, il est exprimé par rapport au potentiel de l'électrode normale d'hydrogène, pris comme zéro. Lorsque deux métaux différents, ayant par conséquent des potentiels différents, sont plongés dans un électrolyte et reliés par un conducteur, il se

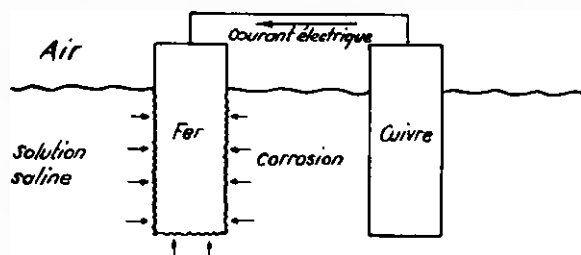
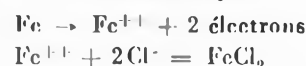


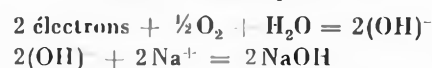
Fig. 2. Corrosion électrochimique en milieu neutre

produit un courant électrique qui tend à équilibrer les potentiels, et la surface de chaque métal est le siège de réactions chimiques (fig. 2). Ces réactions sont d'autant plus actives que la différence de potentiel est plus grande. Voici à titre d'exemple les réactions se produisant avec un couple fer-cuivre plongé dans une solution de chlorure de sodium. Il se produit en réalité une série de phénomènes plus complexes, variant d'ailleurs d'un métal à l'autre, qui ont été étudiés par FEITKNECHT³; mais les réactions très schématiques indiquées ici permettent de se rendre compte du rôle joué par l'oxygène. Le tableau I montre que le fer, dont le potentiel normal est négatif, a une tendance beaucoup plus forte à se dissoudre que le cuivre, il constitue donc l'anode.

Réactions anodiques



Réactions cathodiques



Réaction globale



Le chlorure ferreux formé à l'anode réagit avec l'hydroxyde de sodium formé à la cathode et la rouille, qui résulte finalement de cette combinaison n'a pas d'action protectrice puisqu'elle a pris naissance loin des électrodes.

Les appareils utilisés dans l'industrie chimique sont souvent construits avec des métaux différents. Une tuyauterie en acier inoxydable est par exemple équipée avec des vannes en bronze parce que les vannes en acier inoxydable ont tendance au grippage. Il convient d'isoler soigneusement les métaux les uns des autres pour supprimer le risque d'une corrosion électrochimique. Voici deux observations personnelles de ce genre de corrosion. Un appareil en cuivre était utilisé pour concentrer de l'acide phosphorique; un serpentín de cuivre, à l'intérieur de l'appareil, alimenté par de la vapeur, constituait le dispositif de chauffage. Usé, ce serpentín fut remplacé par un tube en acier inoxydable qui fut percé après deux jours d'utilisation. Seul, ce métal résiste bien à l'action de l'acide phosphorique mais le couple cuivre-acier inoxydable engendre un courant qui attaque l'acier. Un réfrigérant en aluminium, fixé par des attaches en fer, était immergé dans de l'eau courante. L'aluminium fut rapidement percé à l'endroit où il était en contact avec le fer, l'eau ayant servi d'électrolyte (fig. 3, 4).

Il suffit parfois de différences minimales dans la composition des métaux en contact pour que la corrosion électrochimique se produise. Les soudures réunissant deux morceaux d'un même métal sont le lieu de pré-

² N. B. PILLING et R. E. BEDWORTH, *J. Inst. Metals* 29 (1923) 534.

³ W. FEITKNECHT, *Chimie* 6 (1952) 3.



Fig. 3. Corrosion électrochimique. Tube d'aluminium percé à l'endroit où il était en contact avec une bride en fer. Agent corrosif : eau



Fig. 4. Corrosion électrochimique. Pièce en anticorrosif (Al-Si-Mg) qui était fixée à une couronne en acier inoxydable 18/8. L'attaque, très visible au bas du filet, s'est produite au contact des deux métaux. Agent corrosif : acide nitrique

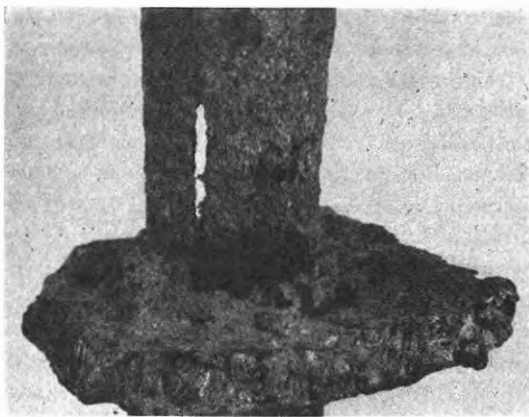


Fig. 5. Corrosion électrochimique. Tube de fer soudé sur une tôle. La corrosion s'est portée sur la soudure. Agent corrosif : chlorure de butyle tertiaire

dilatation de la corrosion parce que les hachettes de soudure n'ont pas exactement la même composition chimique que l'alliage à souder et aussi parce que les soudures sont le siège de tensions dont il sera parlé plus loin (voir page 192; fig. 5, 6).

La corrosion se présente souvent sous forme de petites piqûres produites par la rupture, en certains endroits,

de la pellicule protectrice recouvrant le métal. En présence d'un électrolyte un courant prend naissance entre la surface protégée et le métal mis à nu qui sont à des potentiels différents (fig. 7). La densité de courant est élevée en raison de la disproportion entre la grande surface recouverte d'une couche protectrice et les petites régions non protégées.

Une corrosion électrochimique peut également avoir lieu sur un métal partiellement immergé dans un électrolyte. C'est fréquemment le cas dans les installations portuaires où des constructions en fer ou en acier plongent dans l'eau de mer. A la surface de l'eau il y a de l'oxygène qui joue un rôle important dans les réactions cathodiques (voir réaction écrite plus haut). Il se crée

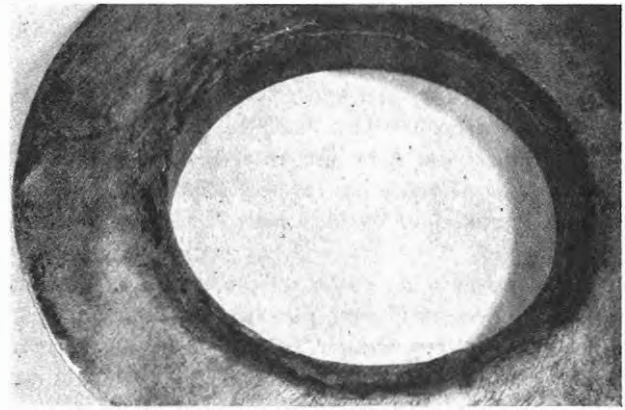


Fig. 6. Corrosion électrochimique. Collet en cuivre soudé sur un tube de cuivre. L'attaque s'est produite à la soudure qui est en laiton; le zinc seul s'est dissous et il subsiste du cuivre poreux

une région cathodique à la surface de l'eau et une région anodique là où il y a moins d'air dissous, c'est-à-dire en profondeur (fig. 8).

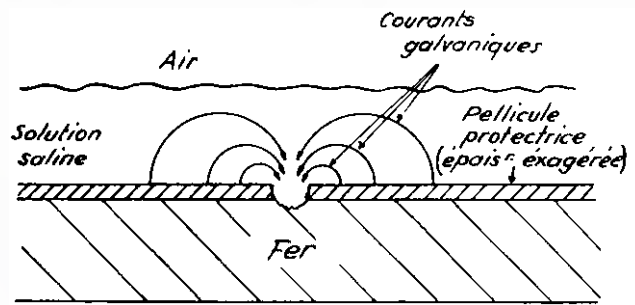


Fig. 7. Corrosion par piqûre

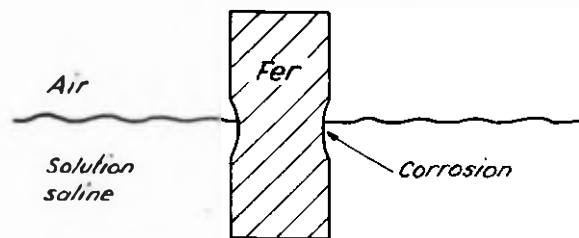


Fig. 8. Corrosion du fer partiellement immergé dans l'eau de mer

La corrosion électrochimique peut être due à des courants vagabonds provenant d'installations électriques mal isolées ; elle est très difficile à éviter car il est malaisé de déterminer d'où proviennent les pertes de courant, celles-ci étant la plupart du temps faibles. Voici un exemple. Une conduite souterraine d'eau potable, en cuivre, se trouvait à proximité d'une ligne de tramway. Des courants vagabonds émis par cette ligne produisirent l'électrolyse des sels contenus dans l'eau, électrolyse qui finit par percer la conduite en plusieurs endroits.

b) *La corrosion électrochimique dans un milieu acide.* Dans l'industrie chimique l'emploi de réactifs acides est très fréquent, ce qui soumet l'appareillage à une corrosion souvent plus violente qu'avec l'utilisation de produits neutres ou alcalins. Il est possible de diviser les métaux en deux catégories selon que leur potentiel est positif ou négatif par rapport à celui de l'hydrogène. Ceux qui ont un potentiel négatif ont la propriété d'être dissous par les acides dont ils déplacent les ions hydrogènes. L'autre catégorie est celle des métaux qui ne peuvent être attaqués par les acides qu'en présence de corps oxydants dont l'avidité pour l'hydrogène supplée à leur inertie.

Quand un morceau de fer est plongé dans de l'acide nitrique concentré il n'est pas attaqué, contrairement à ce qui vient d'être indiqué. Ce phénomène a été étudié depuis longtemps^{4,5,6,7} et il est actuellement admis que l'acide nitrique concentré, qui est un oxydant énergétique, réagit avec le fer et le recouvre d'une fine pellicule compacte d'oxyde lui conférant sa passivité^{8,9}. Un phénomène semblable se produit avec l'acide nitrique et l'aluminium. Cependant pour des raisons encore mal connues la passivité du fer et de l'aluminium n'est que temporaire et n'existe que si l'acide est concentré, c'est-à-dire oxydant. Par contre, lorsque le fer est allié avec au moins 12% de chrome il devient passif d'une façon stable. Cette découverte faite en 1912 par STRAUSS et MAURER et par BREARLEY, simultanément, constitue l'origine des aciers inoxydables. De nombreux travaux ont été publiés depuis cette date et plusieurs théories ont été émises qui tentent de donner une explication de la passivité de l'acier inoxydable. Les deux théories les plus importantes^{10,11} sont d'accord pour admettre que le métal est protégé par une pellicule se formant automatiquement, mais elles divergent sur la nature même de cette pellicule. Du point de vue de la corrosion les aciers inoxydables constituent une catégorie de métaux qui résistent bien à l'action des acides oxydants mais

sont attaqués par les agents réducteurs, responsables de la destruction de la couche protectrice.

La corrosion due à des causes mécaniques

Lorsqu'un métal est soumis à l'action de facteurs mécaniques (vibrations, frottements, variations de pression, élongations, compressions, etc.) ou de facteurs thermiques (surchauffe, trempe, etc.), il se produit une modification de sa structure cristalline qui le rend la plupart du temps très vulnérable à la corrosion¹².

La corrosion intercrystalline de l'acier inoxydable 18/8 (18% Cr, 8% Ni) se produit quand cet alliage est chauffé entre 350° et 800°, ce qui est le cas lors du soudage. Sous l'influence de la température le carbone que contient l'acier réagit avec le chrome ; des carbures de chrome se forment au pourtour des cristaux austénitiques. Ces carbures sont facilement solubles dans les acides, dont l'action provoque une corrosion rapide. Pour éviter ce phénomène, des aciers inoxydables à très faible teneur en carbone (0,08% au maximum) ont été créés¹³ ; il est connu d'autre part que des métaux comme le niobium et le titane inhibent la corrosion intercrystalline^{14,15}. Leur grande affinité pour le carbone fait qu'ils réagissent avec cet élément en donnant des carbures uniformément répartis dans toute la masse métallique et évitent de cette façon la formation de carbures de chrome au pourtour des cristaux. Le titane et le columbium entrent dans la composition des aciers inoxydables, à raison de 1% au maximum. D'autres métaux comme les alliages d'aluminium avec le zinc ou le magnésium ainsi que le laiton peuvent subir, à la suite de tensions, des corrosions intercrystallines et transcrystallines.

La fissuration caustique des chaudières en fer ou en acier est un cas fréquent de corrosion provoqué par des tensions. Les rivets des chaudières sont soumis à une forte traction mécanique qui peut modifier leur structure cristalline. Des tensions existent aussi dans les tôles qui sont pliées et façonnées lors de la construction des chaudières. Lorsqu'il y a des fuites d'eau - elles ont précisément lieu là où sont les rivets - il se produit une évaporation et un dépôt de sels suffisamment alcalins pour provoquer une corrosion aux endroits affaiblis par des tensions.

La corrosion par fatigue. Quand un métal est soumis à des efforts mécaniques répétés, il peut être l'objet d'une corrosion par fatigue dont les effets sont plus grands que ceux qui seraient produits par fatigue seule ou par corrosion seule. Ce genre de corrosion débute généralement par l'apparition de piqûres dans le métal, que les effets mécaniques transforment rapidement en fissures (fig. 9).

⁴ J. KEIR, *Phil. Trans.* 80 (1790) 359.

⁵ C. F. WENTZEL, *Lehre von der Verwandtschaft der Körper*, p. 108, Dresden 1782.

⁶ C. SCHÖNBEIN, *Pogg. Ann.* 37 (1836) 590.

⁷ M. FARADAY, *Experimental Researches in Electricity*, London 1844.

⁸ E. A. CULBRANSEN, *Trans. Electrochem. Soc.* 82 (1942) 380.

⁹ L. TRONSTAD et C. W. BORGMANN, *Trans. Faraday Soc.* 30 (1934) 349.

¹⁰ R. EVANS, *J. Appl. Chem.* 2 (1952) 576.

¹¹ H. H. UHLIG, *Trans. Electrochem. Soc.* 85 (1944) 307.

¹² L. PIATTI, *Revue Technique Sulzer* 1952, n° 1, 21.

¹³ B. STRAUSS, H. SCHOTTKY et J. HINNÜBER, *Z. anorg. allg. Chem.* 188 (1930) 309.

¹⁴ E. HOUDREMONT et P. SCHAFMEISTER, *Verhütung der Korngrenzenkorrosion beim Stählen mit 18% Cr und 8% Ni*, *Arch. Eisenhüttenw.* 7 (1933/34) 187.

¹⁵ F. M. BECKET et R. FRANKS, *Effects of Columbium in Chromium-Nickel Steels*, en *Trans. Amer. Inst. Mining Metallurg. Eng.* 113 (1934) 143.



Fig. 9. Corrosion par fatigue d'une tige actionnant le tiroir d'une pompe à vide. Acier ordinaire. La corrosion est visible sur la gauche de la tige où s'exerce le plus grand effort mécanique

La corrosion des métaux par frottement est assez analogue à la corrosion par fatigue ; elle est caractérisée par une coloration du métal et par de profondes piqûres amenant des ruptures qui peuvent être catastrophiques ; ce sont en effet des pièces importantes du point de vue mécanique qui sont endommagées, comme les pistons ou les roulements à billes.

3. La mesure de la corrosion

Il existe un grand nombre de tests destinés à fournir des indications sur l'importance et la nature de la corrosion. Suivant qu'il s'agit d'étudier le mécanisme de la corrosion ou de déterminer la possibilité d'emploi d'un métal dans des conditions données, le test à faire est différent. Du point de vue pratique, la mesure de la corrosion doit pouvoir être réalisée avec rapidité mais sans que l'exactitude soit négligée pour cela. Le problème qui se pose au chimiste industriel est le plus souvent de savoir si un métal donné résiste à l'action corrosive des réactifs qui doivent être mis en contact avec lui. La méthode la plus simple et la plus rapide est la détermination de la perte de poids subie par un échantillon du métal étudié quand il est plongé dans le produit corrosif. Il est pratique d'utiliser comme éprouvettes de petites plaques rectangulaires, percées d'un trou pour les suspendre à des crochets de verre (des crochets de métal pourraient provoquer une corrosion électrochimique qui fausserait les résultats. La corrosion est évaluée en perte de poids : grammes par mètre carré et par heure. Le barème suivant (tableau II) établi par l'expérience permet de se rendre immédiatement compte si un métal est ou n'est pas utilisable dans les conditions réactionnelles considérées.

Tableau I

Perte de poids (g/m ² h)	Appréciation de la corrosion
< 0,1	Très bonne résistance à la corrosion
de 0,1 à 1	Bonne résistance à la corrosion
de 1 à 5	Moyenne résistance. Le métal ne doit être utilisé que pour un emploi discontinu
de 5 à 10	Mauvaise résistance. Le métal ne doit être utilisé que pour des opérations isolées
> 10	Très forte corrosion. Le métal ne peut pas être employé

Dans les ouvrages anglo-saxons la corrosion est exprimée en milligrammes par décimètre carré et par jour (milligramm, decimeter, day). L'unité s'écrit en abrégé : mdd.

$$1 \text{ mdd} = 0,00416 \text{ g/m}^2\text{h}$$

La corrosion est aussi souvent exprimée en profondeur de pénétration mesurée en pouces (inches) par année (per year). L'abréviation de cette unité est : ipy.

$$1 \text{ ipy} = 2,89 \cdot \text{densité du métal (gm}^2\text{/h)}$$

L'ipy est une unité très répandue, mais comme elle est obtenue par la détermination d'une petite valeur numérique, résultant d'une mesure effectuée pendant un temps court et peu précise de ce fait.

L'action corrosive d'un réactif chimique n'est pas seulement fonction du réactif lui-même, mais elle est fortement influencée par les conditions opératoires : température, mouvement du liquide corrosif, présence ou absence d'air, voire durée de l'essai, etc. C'est pourquoi il faut s'efforcer de faire le test dans des conditions aussi proches de celles auxquelles le métal sera soumis.

Un fait important à relever est que la corrosion peut être nettement différente d'un endroit à l'autre à l'intérieur d'un appareil de réaction chimique. Les conditions ne sont évidemment pas les mêmes dans un liquide et dans les vapeurs qu'il émet. Il faut donc faire plusieurs tests et s'attendre à des résultats différents suivant la position de l'échantillon. Dans le tableau II sont groupés quelques résultats obtenus au laboratoire par la méthode de la perte de poids, dans des conditions correspondant à celles de l'atelier. Les échantillons utilisés comportaient tous une soudure. Il ne faut pas attacher aux chiffres inscrits dans le tableau une valeur absolue, car ils peuvent varier légèrement d'un essai à l'autre. Ce qui est instructif, c'est la comparaison des attaques pour différents métaux dans les mêmes conditions. Les essais 1, 2 et 3 montrent que le cuivre résiste bien au mélange d'acide butyrique et de trichlorure de phosphore, cela provient du fait que ce mélange n'est pas oxydant¹⁶. Dans les essais 4 et 5 il y a un écart sensible entre les valeurs mesurées dans le liquide et dans la vapeur. Il s'agit de la préparation du bromure d'éthyle ; dans le liquide il se forme intermédiairement de l'acide bromhydrique, très actif, alors qu'il n'y en a pratiquement plus dans les vapeurs. Dans l'essai 6 l'attaque est plus vive dans les vapeurs en raison de la présence d'air, c'est-à-dire d'oxygène, et d'eau qui facilite l'attaque du cuivre. L'essai 8 confirme la résistance du cuivre vis-à-vis de l'acide chlorhydrique froid, qui n'est pas oxydant. Les essais 8 à 19 montrent la résistance remarquable de l'Hastelloy B dans des conditions où le cuivre (essais 9, 13, 17) est attaqué de façon appréciable.

Les essais 20 et 21 permettent de comparer les résistances respectives du plomb et de l'acier dans un mélange de chlorure de thionyle et de diméthylaniline ;

¹⁶ G. H. DAMON et R. C. CROSS, *J. Ind. Eng. Chem.* 28 (1936) 231.

les essais 22 et 23 mettent en relief le peu de résistance du cuivre dans un mélange de chlorure de thionyle et d'acide cinnamique.

Il peut arriver qu'un essai d'attaque indique une augmentation du poids de l'échantillon, ce qui est à première vue paradoxal. Cela provient du fait que le métal s'est recouvert d'une pellicule protectrice formée du produit de corrosion. Il convient dans ce cas de rincer l'échantillon en prenant garde de ne pas arracher la pellicule et de recommencer l'essai qui sera concluant.

La lutte contre la corrosion dans l'industrie chimique ne peut pas être bien menée par les moyens habituellement utilisés qui sont : les revêtements de toutes sortes (peintures, vernis, étamage, galvanisation, chromage, nickelage, émaillage, etc.), la protection cathodique (protection par l'emploi d'un courant électrique auxiliaire), oxydation anodique dans le cas de l'aluminium¹⁷ et les inhibiteurs (produits dont la présence en faible quantité limite la corrosion¹⁸. Ces moyens ne sont en général pas suffisants pour assurer une protection contre des réactifs très agressifs et ils peuvent difficilement être appliqués dans les conditions habituelles des réactions de la chimie industrielle. La lutte s'organise d'une autre façon, par la création d'alliages nouveaux particulièrement résistants, qui sont malheureusement encore onéreux. Les alliages Hastelloys présentent par exemple une remarquable stabilité envers l'acide chlorhydrique concentré chaud, mais un appareil en Hastelloy coûte deux fois plus que le même appareil en cuivre. Le titane est un métal très intéressant du fait de sa résistance et de sa faible densité mais son prix est de 240 fr. le kg pour les tôles, alors que le cuivre coûte environ 5 fr. et l'acier inoxydable 8 fr. le kg.

¹⁷ E. ZUNNÜGG, *Chimia* 1 (1947) 74.

¹⁸ L. PIATTI, *Chimia* 5 (1951) 8.

Voir également l'ouvrage *Korrosion VIII*, Verlag Chemie, Weinheim-Bergstraße 1955, qui contient 20 conférences sur la corrosion tenues au Congrès de la corrosion à Francfort-sur-le-Main en 1954.

Tableau II

No essai	Milieu corrosif	Métal	Température	Corrosion (g/m ² h)	
				dans le liquide	dans les vapeurs
1	acide butyrique + PCl ₃	18/8	80°	1,422	1,027
2	acide butyrique + PCl ₃	Pb	80°	9,420	6,820
3	acide butyrique + PCl ₃	Cu	80°	0,803	0,620
4	NaBr, H ₂ SO ₄ , C ₂ H ₅ OH, H ₂ O	18/8	80°	176,0	1,320
5	NaBr, H ₂ SO ₄ , C ₂ H ₅ OH, H ₂ O	Pb	80°		6,460
6	HCOOH, C ₆ H ₆ , H ₂ O	Cu	80°	0,720	4,600
7	HCOOH, C ₆ H ₆ , H ₂ O	18/8	80°	0	0,600
8	HCl 35%	Cu	20°	0,080	-
9	HCl 35%	Cu	85°	3,230	-
10	HCl 35%	HB	20°	0,009	-
11	HCl 35%	HB	85°	0,079	-
12	AlCl ₃ 20% dans H ₂ O	Cu	20°	0,068	-
13	AlCl ₃ 20% dans H ₂ O	Cu	85°	1,660	-
14	AlCl ₃ 20% dans H ₂ O	HB	20°	0,200	-
15	AlCl ₃ 20% dans H ₂ O	HB	85°	0,640	-
16	HCl, AlCl ₃ , H ₂ O	Cu	20°	0,300	-
17	HCl, AlCl ₃ , H ₂ O	Cu	85°	1,900	-
18	HCl, AlCl ₃ , H ₂ O	HB	20°	0,040	-
19	HCl, AlCl ₃ , H ₂ O	HB	85°	0,260	-
20	SOCl ₂ , diméthylaniline	18/8	10°	0	-
21	SOCl ₂ , diméthylaniline	Pb	10°	13,700	-
22	SOCl ₂ , acide cinnamique	18/8	120°	0,040	0,070
23	SOCl ₂ , acide cinnamique	Cu	10°	5,330	-

18/8 = acier inoxydable, 18 % Cr, 8 % Ni

HB = Hastelloy B, 30 % Mo, 60 % Ni, 7 % Fe

Il est permis d'espérer que dans un proche avenir, il y aura sur le marché assez d'alliages spéciaux à des prix abordables pour permettre la réalisation industrielle de n'importe quelle réaction chimique.