

Pourquoi les rails en service se rouillent moins vite que les rails au repos.

(Bulletins de l'Académie royale de Belgique, 3^e sér., t. XVI, p. 47, n^o 7, 1888.)

De longue date déjà, l'on a observé que les rails en service se couvrent moins facilement de rouille, toutes autres conditions restant égales d'ailleurs, que les rails ne servant pas à la circulation des trains; peu importe qu'il s'agisse alors de rails *en magasin* ou de rails *en position*.

Une explication satisfaisante de ce fait curieux — et avantageux — n'a pas encore été donnée, à notre connaissance du moins. On a fait valoir le mouvement de trépidation imprimé au métal par le passage des trains comme facteur de protection contre la rouille, mais sans préciser son mode d'action et même sans s'être assuré, au préalable, si des vibrations élastiques ou moléculaires étaient de nature à contrarier l'action chimique d'un air humide et faiblement acide. Parfois on a cru pouvoir invoquer une action électrique qui devrait son origine au mouvement des véhicules. Ici, comme tantôt, l'explication est vicieuse parce qu'elle s'appuie sur une hypothèse qui n'est rien moins que démontrée, et à laquelle on n'eût sans doute pas songé sans la nécessité de trouver une raison au phénomène de la conservation des rails. Enfin, soit dit encore à titre de renseignement, certains ingénieurs regardent les rails en service comme *graissés*, en quelque sorte, par l'huile et le cambouis qui se détachent des roues des voitures.

Il est inutile d'insister, pensons-nous, sur ces explications; le vague qui les caractérise suffit pour leur enlever toute valeur sérieuse.

Nous nous permettrons, dans cette note, d'appeler l'attention sur une circonstance bien simple, qui, pour avoir passé inaperçue, n'en est pas moins de nature à résoudre la question d'une manière satisfaisante, tant au point de vue chimique qu'au point de vue physique.

Lorsque la surface supérieure du rail, plus ou moins *décapée* à la suite du frottement de roulement des roues, est mouillée par la pluie, ou seulement exposée à l'air humide, elle se rouille comme le fait le fer dans les conditions ordinaires. Cette rouille progresserait indéfiniment si un train ne passait bientôt sur le rail. Alors, sous l'action simultanée de la pression et du frottement des roues, la rouille, fraîchement formée, *se combine* avec le fer qu'elle couvre *pour donner de l'oxyde magnétique*, et celui-ci, par suite de la polarité électrique qu'il donne au fer, rend le métal *passif*, comme on le sait, et protège le rail contre l'action corrosive ultérieure.

Tel serait, en résumé, le procédé; mais, pour être compris, ce procédé demande sans doute un développement et, pour être admis, il réclame, en outre, une démonstration. Nous allons nous acquitter de ce double soin.

On le sait, la corrosion ou la dissolution des métaux tels que le zinc, le fer, etc., dans les acides faibles ou même dans les acides forts suffisamment étendus d'eau, n'est pas un acte provoqué immédiatement par l'affinité du métal pour les éléments de l'acide, mais bien le résultat d'une action électrolytique du liquide acide. L'électricité dynamique nécessaire à cette électrolyse est produite au contact du métal et des parties hétérogènes qu'il renferme toujours, quand il a été préparé par les procédés métallurgiques ordinaires. Par exemple, le zinc chimiquement pur est absolument sans action sur l'acide sulfurique étendu, tandis que le zinc contenant du plomb (zinc du commerce) se dissout avec grande facilité. C'est que le zinc prend, au contact du plomb, une polarité positive, de manière qu'il s'établit un courant allant, dans le liquide acide, du zinc au plomb. Ce courant fait l'électrolyse de l'acide: l'hydrogène se dégage *sur le plomb* et l'oxygène se combine au zinc pour former l'oxyde basique ZnO qui sature l'acide (*)

(*) Au contraire, le zinc, au contact d'un métal *plus positif*, le magnésium, par exemple, se trouve protégé contre l'action dissolvante de l'acide.

De même, le fer ne se dissout dans un acide étendu que s'il peut prendre une polarité *positive* suffisante. On sait qu'au contact du zinc le fer est négatif et se trouve protégé alors contre l'action des acides; c'est pour ce motif que le fer dit *galvanisé* (couvert de zinc) se conserve assez bien dans l'humidité.

Mais la présence d'un *métal* étranger n'est pas indispensable pour polariser électriquement le fer. La rouille rend le fer *positif*; aussi, une tache de rouille est-elle funeste par la prédisposition spéciale qu'elle donne au fer à se rouiller davantage. Au contraire, l'acide ferroso-ferrique communique au fer une polarité négative et le protège contre l'action des acides faibles. Le fait est bien connu et appliqué tous les jours lorsque l'on oxyde au feu les instruments, les armes, etc., qu'on veut défendre contre la rouille.

D'ailleurs, la solubilité plus ou moins facile des métaux dans les acides étendus selon leur polarité, peut se démontrer par une expérience décisive. En effet, ayant fixé à chaque pôle d'une pile Leclanché de trois éléments un fil de cuivre *nu*, c'est-à-dire non entouré de soie ou de coton, mais isolé sur des supports, j'ai abandonné le système dans le laboratoire, où l'atmosphère est toujours plus ou moins humide et acide, de manière que les fils ne fussent pas au contact. De cette façon, je réalisais, sans courant, une polarité différente, perpétuelle dans les deux fils. Eh bien, au bout d'environ deux années, le fil positif se trouvait rongé en certaines places au point de ne plus présenter de solidité, tandis que l'autre fil s'était conservé incomparablement mieux. Un électricien de Liège, placeur de sonneries électriques, m'a d'ailleurs communiqué, à la suite de cette expérience, qu'il avait toujours observé une durée moins longue pour les fils positifs que pour les fils négatifs.

En résumé, la dissolution d'un métal dans un acide n'est pas une conséquence immédiate de sa nature chimique, mais plutôt le résultat d'une polarité déterminée qui lui est communiquée par le contact de certaines matières étrangères. Le cuivre, par exemple, absolument insoluble dans l'acide sulfurique étendu dans les conditions ordinaires, fournit facilement du sulfate de cuivre s'il devient l'*anode* d'un circuit galvanique.

Il nous reste encore à prouver qu'il se forme véritablement de l'oxyde de fer magnétique par la compression de la rouille avec le fer.

A cet effet, nous avons soumis, dans une première expérience, à une pression de 1000 à 1200 atmosphères (*) de l'hydrate ferrique bien sec dans lequel se trouvaient intercalées des lames de fer bien découpées à l'aide d'une *lime fine*. Il est clair que si l'hydrate ferrique réagit avec le fer dans ces conditions, les lames doivent se trouver entamées; en outre, la couleur brun clair de l'hydrate doit se changer dans la couleur noire de l'oxyde magnétique.

Le résultat a d'abord été nul, ou peu s'en faut : l'oxyde de fer s'était aggloméré, mais il n'adhérait presque pas au fer dont la surface n'était pas sensiblement altérée.

Nous avons employé ensuite de l'hydrate ferrique rendu humide par l'addition de trois gouttes d'eau à un centimètre cube de poudre sèche. Cette fois le résultat a été évident. L'hydrate de fer adhéra fortement au métal; il était devenu noir sur une épaisseur de près d'un demi-millimètre et les lames de fer étaient corrodées d'une manière visible.

En laissant agir la pression pendant un temps plus long, l'effet a été plus marqué encore.

L'analyse quantitative de la matière détachée des lames de fer a démontré, à son tour, la présence de l'oxyde magnétique.

Soit dit en passant, cette expérience doit être regardée comme venant à l'appui des recherches que nous avons entreprises, depuis quelques années déjà, sur la combinaison et sur la diffusion des corps à l'état solide (**).

On reconnaîtra que les conditions de cette seconde expérience réalisent bien ce qui doit se passer sur les voies ferrées. La rouille formée sur un rail après la pluie, ou dans l'air humide, a rarement le temps de se dessécher avant le passage du train qui déterminera sa transformation en oxyde magnétique. Il est donc permis de conclure de l'expérience de laboratoire au phénomène produit en grand.

(*) Cette pression ne dépasse pas de beaucoup celle qu'exercerait, sur les rails, chacune des six roues d'une locomotive pesant 50,000 kilogrammes.

(**) On trouvera l'explication du rôle de l'eau dans ce phénomène dans une note que nous avons lue à la Société géologique (séance du 17 juin 1888), intitulée : *Sur les phénomènes qui accompagnent la compression de la poussière humide des corps solides.*

D'ailleurs, nous avons tenu à nous assurer directement si les rails en service sont chargés d'oxyde magnétique. Pour cela, nous avons détaché, à l'aide d'une petite brosse de cuivre, les *pellicules* qui couvrent le rail à l'endroit du bourrelet où s'appuient les roues des voitures et nous les avons analysées. Nous les avons trouvées formées d'*oxyde* magnétique mélangé de quantités variables d'oxyde ferrique et d'une faible quantité de fer à l'état libre. Du moins nous avons conclu à la présence de ce dernier, parce qu'il se produit, pendant quelques instants, un faible dégagement d'hydrogène au contact de l'acide chlorhydrique.

L'ensemble des faits précédents nous permet de conclure, pensons-nous, que la conservation des rails en service n'est pas le résultat du mouvement vibratoire ou d'une action électrique due directement à la circulation des trains, mais bien qu'elle peut avoir pour cause la formation de l'oxyde magnétique engendré par la compression de la rouille sur le métal. En un mot, les rails sont protégés contre la corrosion de l'air humide de la même façon que le fer oxydé au feu.