

1. Historiques et présentation de l'élément :

Le zinc est un élément de transition de numéro atomique $Z = 30$, il appartient au groupe II B de la classification périodique des éléments.

Connu depuis fort longtemps ; en particulier, l'oxyde de zinc ZnO est employé depuis l'antiquité comme pigment blanc, sous le nom de blanc de *zinc* ou *blanc de Chine*, des siècles avant d'être découvert sous sa forme pure, le zinc était connu à l'état d'alliage avec le cuivre pour former le laiton principalement. Il était également utilisé dans les soins des douleurs oculaires. On retrouve des exemples de ces différents emplois sous le règne de l'empereur romain Augustus, qui régna de l'an vingt avant Jésus Christ à l'an quarante après JC.

Les premières expériences de fonte et d'extraction étaient réalisées en Chine et en Inde (1000 après JC).

Décrit depuis le XVIème siècle⁽¹⁾, mais la connaissance moderne du zinc est attribuée au chimiste allemand : Andréas Marggraf qui a pu l'isoler en 1746. D'ailleurs le mot zinc vient de l'Allemand « zinke » qui signifie pointe en français[1]. Le premier procédé industriel fut inventé par le chimiste liégeois l'abbé Daniel Dony, à qui Napoléon 1^{er} avait concédé la mine de moresnet (Namur), à charger pour lui de rechercher le moyen d'en extraire le minerai. La première usine de fusion de zinc à grande échelle dans le monde occidental a été construite à bristol, en Angleterre, en XVIII ème siècle[2].

(1) L'élément est cité dans De re metallurgica, ouvrage du médecin et philosophe suisse Théophraste Von Hœnheim ou Paracelse (1493-1 541).

2. Etat naturel :

Le zinc est le vingt-quatrième élément le plus important de la croûte terrestre où il représente environ 0.02% de la lithosphère⁽²⁾; il est donc relativement abondant. Ses principaux minerais, tous à l'état d'oxydation (+II) sont, par ordre d'importance quantitative décroissante :

- La blende : sulfure de zinc ZnS ;
- La smithsonite : carbonate de zinc $ZnCO_3$;
- La willémitte : silicate de zinc $ZnSiO_4$;
- L'hemimorphite : calamine $Zn_4Si_2O_7(OH)_2, H_2O$;
- La zincite : oxyde de zinc ZnO ;
- La franklinite : oxyde mixte de zinc et de fer $Zn(FeO_2)O_2$.

En fait, les métallurgistes désignent par blendes tous les minerais sulfurés et donnent le nom de calamines aux autres.

Dans les minerais, Zn est très souvent associé à Pb et Cd ainsi qu'à Fe, Cu, Bi, Sb, As, Ge, In, Ag, Au... La teneur en Zn des minerais tout venant est de 4 à 20%. Les grandes exploitations se situent notamment, au Canada, aux états unis (Colorado, Utah), en Australie et au Pérou.

(2) Distribution du zinc dans la croûte terrestre : 70 à 170 10^{-6} % en masse.

3. Propriétés physiques :

Le zinc est un métal blanc bleuâtre son numéro $Z = 30$ et sa configuration électronique de l'état fondamental est : $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$. Le zinc présente cinq isotopes stables : ^{64}Zn (48,9 %), ^{66}Zn (27,8 %), ^{67}Zn (4,1 %), ^{68}Zn (18,6 %) et ^{70}Zn (0,5 %) ; la masse atomique moyenne ressort à 65,38g /mol. Le zinc métallique cristallise dans le système hexagonal compact, sa masse volumique est de 7130 Kg/m³, les températures de fusion et d'ébullition du zinc sont remarquablement basses pour un métal : fusion à 419,5°C (692,7K) et ébullition à 907°C (1180K). Il est malléable entre 100 et 150°C et devient cassant au dessus de 200°C ainsi qu'au dessous de 5°C. Voici quelques autres propriétés du zinc :

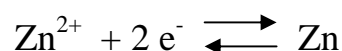
- Dureté Vickers : 2-6 ypsum ;
- Résistivité électrique : 5,96 $\mu\text{ohm.cm}$;
- Résistance à la traction : 19 daN/mm² ;
- Conductibilité thermique : 113W/m.K.

4. Propriétés chimiques :

Le zinc est un métal bivalent, à caractère amphotère et réducteur. Il se dissout dans les acides, avec dégagement d'hydrogène, et dans les bases fortes.

Dans l'air sec, il est inaltérable et ne s'oxyde pas. A l'air humide, il se recouvre d'une mince couche d'hydrocarbonate de zinc, insoluble. Cette caractéristique du zinc explique l'usage qui est en fait dans le bâtiment. Le zinc est insensible à la plupart des substances organiques.

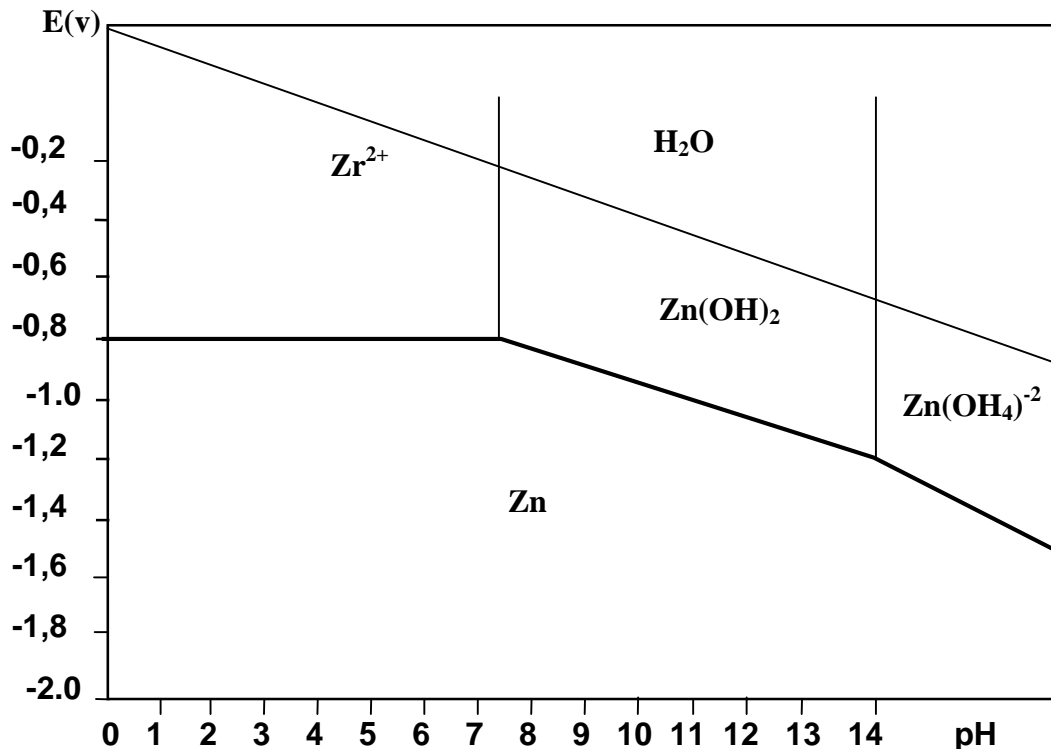
Au point de vue électrochimique, le zinc est un réducteur vis-à-vis de la plupart des métaux sauf de l'aluminium et du magnésium. Son potentiel normal par rapport à l'électrode à hydrogène est - 0,76V :



Par rapport au fer, il présente un potentiel normal inférieur de 0,32 V, d'où

ces emplois pour la protection des métaux ferreux contre la corrosion.

Le diagramme de Pourbaix du zinc nous informe sur les possibilités de corrosion du zinc en fonction des conditions de potentiel et de pH :



a) Action des halogènes :

A froid et en absence d'humidité, les halogènes réagissent peu, et de moins en moins en allant du fluor à l'iode. En présence d'humidité, l'action est un peu plus rapide.

b) Action des acides :

En milieu non oxydant, les acides attaquent le zinc à une vitesse qui dépend de la pureté du métal, certaines impuretés, comme le plomb, le cadmium, le mercure, l'indium, jouent un rôle d'inhibiteur. D'autre comme le fer, le cobalt, le nickel, provoquent une accélération de l'attaque. L'acide nitrique attaque le zinc quelle que soit sa pureté.

c) Action des bases :

Les solutions alcalines dissolvent le zinc avec formation de zincate et dégagement d'hydrogène. En solution suffisamment diluée (pH inférieur à 12), le zinc n'est pratiquement pas attaqué.

5. Propriétés biologiques :

Le zinc fait aussi partie des éléments nécessaires à la vie en quantité réduite mais non nulle, l'organisme renferme presque autant de zinc que de Fer⁽³⁾, localisé dans les cellules. Les yeux, en particulier, en contiennent une très grande quantité. Il entre en particulier dans la composition de nombreuses enzymes indispensables au métabolisme humain. Le zinc biologique est fourni par alimentation, mais peut être médicalement prescrit en cas de carence. La quantité nécessaire à un être humain en bonne santé est de 0,3 mg de zinc par jour et par kilogramme de l'individu, sa déficience entraîne le nanisme, phénomènes de vieillissement.

Le zinc est peu toxique ; aussi la concentration limite d'une eau potable est fixée légalement à 5 mg/L. Plus gênantes, les poussières d'oxyde de zinc produites dans les installations industrielles, de ce fait, le taux maximum ne doit pas dépasser la concentration de 5mg/m³ dans les lieux de son traitement. Cependant, les polluants secondaires de l'industrie du zinc (arsenic, cadmium, mercure, plomb, dioxyde de soufre) sont à priori nettement plus dangereux que le zinc lui-même.

(3) L'organisme d'un homme de 70 Kg contient de 2 à 3g de zinc ; sa distribution dans le corps humain est de 30 à 40 10⁻⁶% en masse.

6. La lutte contre la corrosion :

Le zinc est un métal très réducteur de potentiel standard $E^\circ = -0,76\text{v}$. Malgré cette valeur basse, le zinc résiste significativement à la corrosion ; s'il est attaqué par les acides et les bases fortes, il ne l'est pas dans les solutions de pH modéré.

Le zinc ne s'oxyde pratiquement pas en présence d'air sec (sauf à température élevée, $T > 500\text{K}$) ; en présence d'air humide, le zinc doit ses exceptionnelles qualités de matériau protecteur à une oxydation facile, doublée d'une passivation moyennement stable qui le font osciller selon l'environnement entre métal sacrifié et auto protecteur.

Oxydable, le zinc l'est puisque, d'après la valeur de E° , le couple Zn^{2+}/Zn se situe en dessous du domaine de stabilité de l'eau, il réduit les ions H_3O^+ avec dégagement d'hydrogène, et l'oxygène en ion OH^- . Ces deux réactions, heureusement réalisées à forte surtension, induisent un accroissement des ions OH^- , donc du pH.

Le zinc est aussi Passif, naturellement puisque, par recombinaison de Zn^{2+} et OH^- , on précipite la forme hydratée $\text{Zn}(\text{OH})_2$, très insoluble et qui freine les actions de l'eau et de l'oxygène, surtout si l'état de surface du métal est peu divisé. Comme l'air contient du dioxyde de carbone (à une pression de $3 \cdot 10^{-4}$ bar), si la ventilation est bonne, la précipitation de la forme carbonatée ZnCO_3 , très insoluble, peut intervenir. Malheureusement, les eaux chargées de dioxyde de carbone et de composés sulfurés l'attaque de manière continue. C'est pourquoi les toitures en zinc durent moins longtemps dans les grandes villes qu'à la campagne.

La couche d'hydroxyde carbonate de zinc arrête la corrosion, qui se poursuit vers l'intérieur qu'avec une vitesse très lente, cette dernière varie de $1\mu\text{m}$ par an en zone rurale à $10\mu\text{m}$ par an en milieu pollué.

Les films épais d'oxyde de zinc sont pulvérulents, ils sont bien moins protecteurs que les espèces carbonatées.

Utilisé comme revêtement de protection, le zinc est lentement consommé du fait de son auto passivation. Si au contraire, le métal à protéger se trouve à nu, la couche de passivation est assez fragile pour permettre localement le sacrifice du zinc.