

Le fluor donne, avec le bore et le silicium, des composés fumant à l'air, décomposables par l'eau, et se combinant avec les fluorures alcalins.

Le carbone, le silicium et le bore sont solides, peu fusibles et fixes à toutes les températures de nos fourneaux. Ils présentent les mêmes modifications moléculaires; on les connaît à l'état amorphe et à l'état cristallin. Facilement attaqués par les réactifs quand ils sont amorphes, ils deviennent presque inattaquables à l'état cristallin.

Le diamant est le plus dur de ces trois corps. Le bore adamantin (borure de carbone) vient ensuite, et enfin le silicium cristallisé : ce dernier est fusible au rouge vif, les deux autres n'ont pas été fondus.

Le carbone, le silicium et le bore ne sont solubles que dans les métaux en fusion : ainsi, le carbone est soluble dans la fonte de fer; le bore, dans l'aluminium; le silicium, dans l'aluminium et dans le zinc.

Dans cette famille, la densité diminue à mesure qu'augmentent l'équivalent et la tendance à prendre l'éclat métallique : c'est le contraire de ce que nous avons vu dans les familles précédentes.

	CARBONE, C.	SILICIUM, Si.	BORE, Bo.
État physique	Cristallin, graphitoïde, amorphe.	Cristallin, graphitoïde, amorphe.	Cristallin, borure de carb. amorphe.
Densité à l'état cristallin	5.55	2.49	2.68
Équivalent	6	14	11
Poids atomique	12	28	11

560. Observation générale. — Nous venons de constater que le fluor, l'oxygène, l'azote et le carbone, placés chacun en tête d'une famille naturelle, présentent des propriétés exceptionnelles qui les éloignent à quelques égards des autres corps du même groupe. Ces propriétés exceptionnelles, qui nous ont forcé à placer l'hydrogène à part, expliquent le rôle spécial que ces corps jouent dans la nature. Ainsi le fluor paraît être l'agent qui a servi à minéraliser un grand nombre de substances minérales d'origine ignée. L'oxygène, l'azote, le carbone et l'hydrogène existent dans l'atmosphère soit à l'état libre, comme l'oxygène et l'azote, soit combinés deux à deux à l'état de vapeur d'eau, d'acide carbonique et d'ammoniaque. Ces corps entrent dans la constitution des matières organisées, qui toutes prennent naissance dans les organes des végétaux aux dépens des gaz de l'atmosphère, c'est-à-dire de l'oxygène, de l'azote, de l'acide carbonique, de la vapeur d'eau et de l'ammoniaque. Leurs propriétés exceptionnelles sont donc en relation avec la constitution des êtres organisés, animaux et végétaux, qui vivent à la surface de la terre.

MÉTAUX

CHAPITRE PREMIER

MÉTAUX. — PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES. — CLASSIFICATION. — ALLIAGES.

PROPRIÉTÉS DES MÉTAUX.

561. Définition. — Les métaux sont des corps simples qui se distinguent des métalloïdes par l'ensemble de leurs propriétés physiques et chimiques. Au point de vue chimique, ils sont caractérisés par ce fait qu'ils peuvent former, en se combinant à l'oxygène, un ou plusieurs composés basiques. Au point de vue physique, ils se distinguent généralement des métalloïdes par un éclat remarquable, appelé *éclat métallique*; ils sont bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité. A l'état de poussière, les métaux perdent leur éclat : ainsi, le platine pulvérisé est une poudre noire, et le cuivre une poudre rouge terne; ils perdent en même temps leur conductibilité; mais ils reprennent ces propriétés dès qu'en soumettant cette poussière métallique à une forte compression on lui rend un peu de cohésion.

La distinction des corps en métalloïdes et en métaux, utile à conserver dans l'état actuel de nos connaissances, disparaîtra quand on connaîtra les propriétés chimiques de tous les métaux. On sait déjà que l'*antimoine* se place, par ses propriétés chimiques, à côté de l'*arsenic* et, par suite, du *phosphore* et de l'*azote*; l'*osmium* se rangera probablement dans le même groupe. Le *titane*, le *zirconium* et l'*étain* se rangent à côté du silicium et du carbone.

562. Etat naturel. Extraction. — Les métaux existent dans la nature à trois états différents :

1° A l'état *natif*, c'est-à-dire à l'état de liberté; ce sont ceux qui ne se combinent que difficilement avec l'oxygène et les autres métalloïdes; tels sont l'or, le platine et quelquefois l'argent, le cuivre et le mercure;

2° En combinaison avec le *soufre*, l'*arsenic*, le *chlore* ou un des métalloïdes analogues. Les sulfures d'argent, de cuivre, de mercure, de plomb et de zinc sont les minerais dont on extrait ces métaux; l'abondance des sulfures dans la nature avait été remarquée par les alchimistes; aussi appelaient-ils le soufre le grand *minéralisateur* des métaux;

3° A l'état d'*oxydes* libres ou combinés aux oxacides; c'est ainsi que l'étain et le fer existent à l'état d'oxydes libres, tandis que le potassium, le sodium, le calcium et tous les métaux très oxydables, existent à l'état de sels : carbonates, sulfates, phosphates ou silicates.

Les procédés d'extraction seront décrits dans la *Métallurgie*. Nous pouvons cependant dire ici, d'une manière générale, que, si le minerai est un *oxyde*, on obtient le métal *en calcinant cet oxyde avec du charbon*; si c'est un *sulfure*, on le *grille* d'abord pour se débarrasser du soufre et *oxyder le métal*; l'*oxyde ainsi produit est ensuite réduit par le charbon*.

563. Propriétés physiques. — Les propriétés physiques des métaux sont importantes à connaître; elles sont utilisées dans l'industrie.

Les métaux sont solides, à l'exception du mercure, qui est liquide aux températures ordinaires. Tous sont opaques quand on les prend sous une épaisseur suffisante. Réduits en feuilles, ils sont traversés par la lumière : une feuille d'or, collée sur une lame de verre et placée devant l'œil, laisse apercevoir les objets fortement éclairés; la lumière qui traverse cette feuille est verte : c'est la couleur complémentaire de la lumière réfléchie par l'or.

564. Couleur. — La plupart des métaux sont d'un blanc plus ou moins pur : l'argent est blanc jaunâtre; le zinc, blanc bleuâtre; le fer, blanc gris. Il y a cependant des métaux colorés, comme l'or et le cuivre. Les couleurs que nous connaissons aux métaux se modifient profondément quand la lumière a subi plusieurs réflexions successives à leur surface. Après dix réflexions, l'argent paraît d'un jaune pur; le zinc, bleu indigo; le fer, violet vif; l'or, rouge; le cuivre, rouge écarlate.

On voit apparaître cette couleur rouge de l'or quand on regarde le fond d'un calice d'or, parce que la lumière s'y est réfléchi plusieurs fois.

On s'explique ces résultats, obtenus par Benédic-Prévoist, en remarquant que la lumière qui tombe à la surface des corps est en partie absorbée, en partie réfléchi régulièrement, et en partie diffusée : or, ce qu'on doit nommer en général *couleur* d'un corps est la couleur constituée par la lumière diffusée. Après une seule réflexion, la quantité de lumière blanche réfléchi régulièrement prédomine sur la lumière diffusée, et, par suite, la rend difficilement perceptible. Cette lumière blanche se décompose dans les réflexions successives, et la quantité diffusée augmentant sans cesse, la couleur apparaît plus pure.

565. Densité. — Tous les métaux, à l'exception du potassium, du sodium et du lithium, sont plus lourds que l'eau. Pour beaucoup d'entre eux, la densité augmente par le laminage ou par le martelage : ainsi le platine fondu, qui a pour densité 21,15, peut, par un martelage prolongé, acquérir une densité égale à 21,5 (Tableau, p. 591).

566. Fusion. — Tous les métaux sont fusibles. Quelques-uns, comme le platine, exigent la chaleur du chalumeau à gaz oxygène et hydrogène; les autres fondent aux températures de nos fourneaux (Tableau, p. 591).

567. Ébullition. — La plupart des métaux ont pu être volatilisés; la volatilité de l'argent a été depuis longtemps constatée dans la fusion de ce métal pour la fabrication des monnaies. L'or, le cuivre et le plomb se vaporisent, d'une manière sensible, dès qu'on les chauffe au-dessus de leur point de fusion. H. Sainte-Claire Deville a prouvé qu'il en est de même pour le platine. Cette volatilité des métaux est utilisée en métallurgie pour l'extraction du zinc, du mercure, du potassium et du sodium. Le mercure bout à 350°, le cadmium à 860°, le potassium se vaporise au rouge, le zinc et le magnésium aux environs de 1000° (Tableau, p. 591).

568. Cristallisation. — La plupart des métaux cristallisent dans le système cubique; cependant, l'antimoine et le bismuth donnent des rhomboédres.

Un certain nombre de métaux se rencontrent quelquefois cristallisés dans la nature; tels sont : l'or, l'argent et le cuivre natifs. D'autres cristallisent par fusion et par décantation : le bismuth et l'antimoine donnent de très beaux cristaux. Le zinc et le cadmium cristallisent par sublimation.

On peut encore faire cristalliser un métal en décomposant lentement un de ses sels par un courant électrique : ainsi, en plongeant les deux pôles d'une pile faible dans une dissolution de chlorure d'étain, on voit, au bout de quelque

temps, apparaît au pôle négatif de longues aiguilles d'étain métallique (fig. 266).

On obtient une belle cristallisation de plomb, en suspendant des fils de laiton à une lame de zinc dans une dissolution très étendue d'acétate de plomb. Le métal se présente alors sous forme de lamelles brillantes rappelant l'aspect de feuilles de fougère; c'est l'*arbre de Saturne*.

569. Conductibilité. —

L'inégale conductibilité des métaux pour la chaleur est importante à connaître pour certaines opérations : pour la distillation des liquides, par exemple; plus le métal d'un alambic est conducteur, plus il chauffe rapidement le liquide qu'il contient : aussi préfère-t-on le cuivre au fer pour la construction des alambics, bien que son prix soit plus élevé.

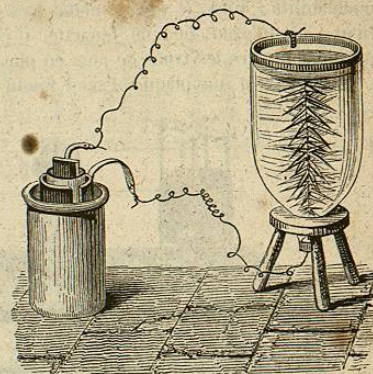


Fig. 266. — Production de l'étain cristallisé.

L'inégale conductibilité pour l'électricité présente aussi un grand intérêt depuis l'extension de la télégraphie électrique; elle explique pourquoi on préfère le cuivre au fer, chaque fois qu'on n'a pas besoin d'une grande ténacité, comme pour les fils de sonneries électriques des appartements.

570. Malléabilité. — On dit qu'un métal est *malléable* quand il se réduit en feuilles minces, sans se déchirer sous l'action du marteau ou du laminoir; l'or et l'argent sont excessivement *malléables*. Le bismuth et l'antimoine, se brisant sous le choc du marteau, sont des métaux *cassants*.

Pour laminier un métal, on le coule d'abord en plaques; ces plaques sont ensuite amincies à une extrémité, que l'on engage entre deux cylindres A, A (fig. 267), qui l'entraînent dans leur marche. Après chaque passage, on diminue,

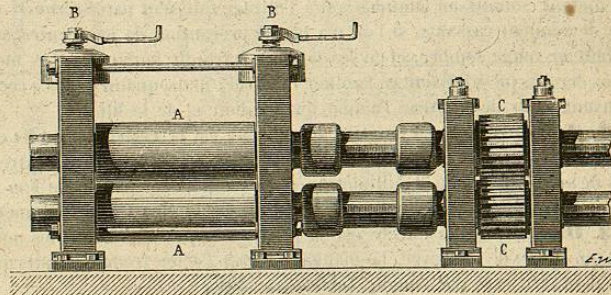


Fig. 267. — Laminoir.

à l'aide de vis B, B, la distance des cylindres A, A, et par suite, on réduit de plus en plus l'épaisseur de la lame. C'est ainsi qu'on prépare dans l'industrie la tôle de fer, les feuilles de cuivre, de zinc et de plomb.

571. Ductilité. — Les métaux ductiles sont ceux qui se laissent facile-

ment étirer en fils fins; l'or est le métal le plus ductile comme le plus malléable; mais l'ordre de ductilité n'est pas toujours le même que celui de la malléabilité: ainsi, le plomb, métal très malléable, est très peu ductile; cela tient à ce qu'ayant peu de ténacité, il casse quand on le tire pour le faire passer à travers les trous de plus en plus fins de la filière (Tableau, p. 391).

La filière est une plaque d'acier fondu ff (fig. 268), percée d'une série de

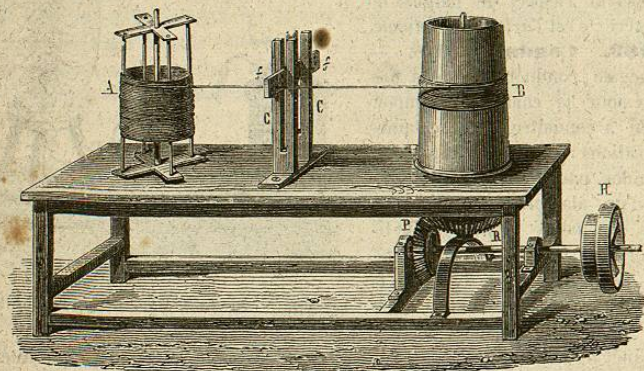


Fig. 268. — Banc à tirer.

trous de diamètres de plus en plus petits, et placée au milieu d'une table ou banc à tirer. L'une des extrémités du fil vient, au sortir de la filière, s'enrouler sur une bobine B, mise en mouvement par un moteur quelconque; le fil une fois étiré est reporté sur un dévidoir A, d'où il repasse successivement par les différents trous de la filière. C'est ainsi qu'on fabrique les cordes métalliques pour piano, les fils de fer pour treillage, les fils de laiton pour toiles métalliques, les fils d'or ou d'argent pour galons, épaulettes, etc.

Les métaux soumis au laminage ou à l'étirage finissent par s'écrourir, c'est-à-dire deviennent cassants, si l'on n'a pas la précaution de les recuire en les chauffant au rouge sombre, et en les laissant refroidir lentement. Les métaux une fois écrouis ne se laissent ni laminer ni étirer; mais, quand on les a recuits, ils peuvent subir de nouveau l'action du laminoir et de la filière.

572. Ténacité. — La ténacité des métaux est la résistance qu'ils opposent à la rupture. On mesure leur ténacité relative en suspendant à l'extrémité de fils de même diamètre (2 millimètres, par exemple) des poids que l'on augmente jusqu'à ce que le fil se rompe. Le cobalt est le plus tenace des métaux.

573. Dureté. — La dureté est la résistance que présentent les métaux quand on essaye de les rayer. Le manganèse raje l'acier trempé, tandis que le plomb peut être rayé par l'ongle (Tableau, p. 391).

574. Capacité calorifique. — La capacité calorifique ou chaleur spécifique des métaux, c'est-à-dire la quantité de chaleur qu'il faut fournir à 1^{er} de ces corps pour élever leur température de 0° à 1°, est indispensable à connaître pour vérifier leur équivalent: Dulong et Petit ont, en effet, reconnu que le produit de cette chaleur spécifique par l'équivalent est un nombre sensiblement constant et égal à 3,2 environ.

DENSITÉ.	TEMPÉRATURE DE FUSION.	CONDUCTIBILITÉ. (Wiedeman et Franz)	CAPACITÉ CALORIFIQUE.	MALLÉABILITÉ. Passage au laminoir.	DUCTILITÉ. Passage à la filière.	TÉNACITÉ. Nombre de kilogram. nécessaire pour rompre un fil de 2 millimètres de diamètre.	DURETÉ.
Osmium . . . 22,45	Mercuré . . . -50° 0	Argent . . . 1000	Aluminium . . . 0,2181	Or . . .	Or . . .	Cobalt . . . 452*	Chrome, raye le verre.
Iridium . . . 22,58	Potassium . . . 62° 5	Cuivre . . . 756	Potassium . . . 0,1696	Argent . . .	Argent . . .	Nickel . . . 520*	rayés par le verre.
Platine . . . 21,5	Sodium . . . 95° 6	Or . . . 532	Calcium . . . 0,1686	Aluminium . . .	Platine . . .	Nickel . . . 477*	par le verre.
Or fondu . . . 19,25	Lithium . . . 180° 0	Laiton . . . 236	Fer . . . 0,1138	Cuivre . . .	Aluminium . . .	Fer . . . 423*	
— Mercure solide 14,40	Etain . . . 228° 0	Zinc . . . 145	Nickel . . . 0,1086	Etain . . .	Fer . . .	Platine . . . 85*	
— liquide 13,60	Bismuth . . . 264° 0	Or . . . 119	Cobalt . . . 0,1070	Platine . . .	Nickel . . .	Argent . . . 68*	
Palladium . . . 12,0	Plomb . . . 327° 0	Fer . . . 85	Zinc . . . 0,0956	Cuivre . . .	Cuivre . . .	Or . . . 50*	
Plomb . . . 11,35	Cadmium . . . 360° 0	Platine . . . 84	Cuivre . . . 0,0951	Zinc . . .	Etain . . .	Zinc . . . 46*	
Argent fondu . . . 10,44	Zinc . . . 410° 0	Bismuth . . . 18	Ruthénium . . . 0,0935	Plomb . . .	Platine . . .	Platine . . . 46*	rayés par le verre.
Nickel . . . 9,8	Antimoine . . . 430° 0	—	Palladium . . . 0,0574	Etain . . .	Etain . . .	Plomb . . . 40*	rayés par le carbonate de chaux.
Cobalt . . . 8,8	Aluminium vet. . . 730° 0	—	Indium . . . 0,0567	Plomb . . .	Plomb . . .		
Cuivre . . . 8,73	Argent vet. . . 1,000°	—	Etain . . . 0,0562				
Cadmium . . . 8,60	Cuivre . . . 1,100°	—	Argent . . . 0,0570				
Fer fondu . . . 7,79	Or . . . 1,250°	—	Antimoine . . . 0,0535				
— Fer doux . . . 1,500°	Argent . . . 1,000°	—	Mercuré . . . 0,0324				
Etain fondu . . . 7,21	Cuivre . . . 733	—	Or . . . 0,0321				
Manganèse . . . 7,24	Or . . . 983	—	Platine . . . 0,0314				
Chrome . . . 7,10	Platine . . . 2,000°	—	Plomb . . . 0,0314				
Zinc fondu . . . 6,86	Iridium . . . 2,500°	—					
Galium . . . 4,7	Laiton . . . 215	—					
Aluminium . . . 2,56	Fer . . . 130	—					
Sodium . . . 0,97	Plomb . . . 407	—					
Potassium . . . 0,86	Platine . . . 405	—					
Lithium . . . 0,53	Bismuth . . . 49	—					

575. Propriétés chimiques. — Les métaux peuvent se combiner soit entre eux, soit avec les métalloïdes. Le potassium, le sodium et les métaux analogues sont facilement attaqués par les métalloïdes, tandis que l'or et le platine sont remarquables par leur inaltérabilité. La plupart des métaux se combinent directement avec le phosphore, l'arsenic, le soufre et le chlore. Il n'en est qu'un très petit nombre qui s'unissent avec l'azote ou le carbone.

576. Action de l'oxygène ou de l'air sec. — L'action de l'air sec sur les métaux est la même que celle de l'oxygène; elle n'en diffère que par son intensité, qui est moindre.

Le potassium seul peut s'oxyder dans l'oxygène sec à la température ordinaire. Tous les autres métaux, à l'exception de l'or et du platine, s'oxydent à une température plus ou moins élevée, dans l'oxygène ou dans l'air sec; le mercure s'oxyde vers 550°, le cuivre au rouge sombre. L'oxydation se fait souvent avec dégagement de chaleur et de lumière, ex. : le zinc fortement chauffé dans un creuset ouvert, brûle avec une flamme d'un blanc bleuâtre.

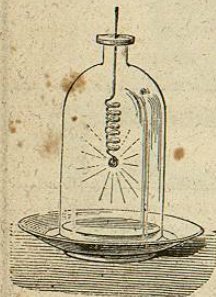


Fig. 269. — Combustion du fer dans l'oxygène.

La facilité avec laquelle s'effectue la combinaison dépend de l'état de division du métal : ainsi, le fer en lame ou même en fils minces a besoin d'être porté au rouge en quelques-uns de ses points, pour brûler dans l'oxygène (fig. 269), tandis que le fer pulvéulent (fer pyrophorique), provenant de la réduction de l'oxyde de fer par l'hydrogène (90), produit une pluie de feu dès qu'on le projette à la température ordinaire, dans l'oxygène ou dans l'air. Quand on verse lentement, d'une grande hauteur sur le sol, l'antimoine fondu et fortement chauffé, il rejaillit en une infinité de petites gouttelettes incandescentes, qui brûlent avec un grand éclat, en produisant d'épaisses fumées d'oxyde d'antimoine.

La combustion d'un métal n'est d'ailleurs complète qu'autant qu'il est toujours au contact de l'oxygène. Une spirale de fer peut brûler tout entière dans l'oxygène, parce que l'oxyde fusible se détache peu à peu, et, en tombant, laisse à nu le fer porté au rouge. L'antimoine, qui est fixe, doit à la volatilité de son oxyde la faculté de brûler d'une manière complète. Le zinc doit la même faculté à sa propre volatilité; sa vapeur brûle avec une flamme à laquelle la présence de l'oxyde de zinc incandescent donne un très remarquable éclat.

577. Action de l'oxygène ou de l'air humide. Influence des acides. — A la température ordinaire, l'oxygène humide n'agit que sur les métaux qui décomposent l'eau à froid, c'est-à-dire sur les métaux alcalins et alcalino-terreux, comme le sodium et le magnésium. Mais, si l'on fait intervenir un acide, même très faible ou très dilué, tous les métaux, à l'exception de ceux de la dernière section, s'oxydent, et la base qui se forme s'unit à l'acide : c'est ainsi que le cuivre, humecté d'acide acétique très étendu, absorbe facilement l'oxygène de l'air et produit de l'acétate de cuivre. Tout le monde a remarqué avec quelle rapidité s'altère la lame d'acier d'un couteau, avec lequel on a coupé un fruit acide.

L'air humide, contenant de l'acide carbonique, se conduit comme l'oxygène en présence des acides : aussi le fer, le zinc, le cuivre et le plomb perdent-ils rapidement leur éclat dans l'air ordinaire.

Souvent l'altération n'est que superficielle, comme avec le zinc, le cuivre ou le plomb, parce que ces métaux se recouvrent d'une couche *impermeable* d'hydrocarbonate de zinc, de cuivre ou de plomb.

L'altération est, au contraire, profonde, si l'oxyde qui se forme est poreux : c'est ainsi que le fer, exposé à l'air humide, se transforme lentement, mais complètement, en rouille. Dans ce cas, l'oxydation résulte de ce que le fer décompose l'eau en présence de l'acide carbonique dissous dans l'eau, comme en présence des autres acides faibles; il en résulte de l'hydrogène et du carbonate de protoxyde de fer. Ce dernier, au contact de l'air, dissous dans l'eau, se transforme en hydrate de sesquioxyde de fer et en acide carbonique¹. L'altération du fer ne se produit dans les premiers moments qu'avec une extrême lenteur, mais, une fois la première tache de rouille formée, l'oxydation marche rapidement; quant à l'hydrogène provenant de la décomposition de l'eau, il s'en dégage une partie à l'état libre, tandis que l'autre se combine avec l'azote dissous dans l'eau, pour former de l'ammoniaque. On peut constater facilement la présence de l'ammoniaque dans les taches de rouille, en les chauffant après les avoir humectées avec une dissolution de potasse; le gaz ammoniac se dégage alors, en répandant une odeur caractéristique.

L'air agit donc sur le fer et sur tous les métaux des cinq premières sections, à la fois par son oxygène, sa vapeur d'eau et son acide carbonique. Ces trois influences sont d'ailleurs nécessaires, car si l'on élimine, par exemple, l'acide carbonique, il n'y a plus d'oxydation, le fer se conserve intact dans une dissolution alcaline, même aérée.

578. Moyens de prévenir l'oxydation. — Les nombreuses applications dans lesquelles les métaux, et surtout le fer, se trouvent en contact avec l'air, ont fait de tout temps chercher les moyens de les préserver de l'oxydation. C'est dans ce but qu'on recouvre de plusieurs couches de peinture les grilles des jardins et les ferrures de toute espèce de nos appartements. C'est pour arriver à un résultat analogue qu'on a imaginé de recouvrir d'émail le fer battu et la fonte dont sont formés beaucoup d'ustensiles de ménage, qui peuvent alors résister à l'action de l'air et à celle des acides.

Ces procédés ne sont pas applicables aux lames ou aux fils de fer qui doivent rester flexibles pour servir à différents usages. On recouvre alors le fer d'un métal moins oxydable, comme l'étain ou le zinc. Le fer recouvert d'étain est appelé *fer-blanc* ou *fer étamé*; le fer recouvert de zinc s'appelle *fer galvanisé*.

Le choix du métal protecteur n'est pas indifférent. Ainsi le fer est bien protégé par l'étain, quand il n'est mis à nu en aucun de ses points; mais, dès qu'en coupant une lame de fer-blanc on a mis quelques points du fer en contact avec l'air, on voit ce métal s'altérer rapidement, parce qu'il forme, avec l'étain, une pile dans laquelle il est l'élément électro-positif; de sorte que l'étain, au lieu de continuer à protéger le fer, devient dans ce cas une cause d'altération rapide. Le zinc, qui est électro-positif par rapport au fer, protège plus efficacement ce métal; car, si celui-ci vient à être mis à nu en quelque point, il tend bien encore à se former une pile; mais le fer, électro-négatif par rapport au zinc, reste inaltéré; quant à ce dernier, comme il donne naissance, en s'oxydant, à une couche d'hydrocarbonate de zinc imperméable, son oxydation s'arrête promptement.

Des plaques de tôle, protégées par une mince couche de plomb, sont depuis

1. $2\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{C}^2\text{O}^4 \text{dis.} = 2\text{FeO}, \text{C}^2\text{O}^4 + 2\text{H}_2 + 10\text{e}$ $2\text{FeO}, \text{C}^2\text{O}^4 + \text{O} = \text{C}^2\text{O}^4 \text{dis.} + \text{Fe}^2\text{O}^3 \text{hyd.} + 16\text{e}$.

quelque temps essayées pour la couverture des toits, où elles paraissent remplacer avantageusement le zinc. Ce dernier métal est altérable par les eaux pluviales, qui contiennent à la fois de l'oxygène qui oxyde le zinc, et de l'ammoniaque qui dissout l'oxyde formé.

Depuis quelques années, on protège contre l'oxydation les candélabres employés pour l'éclairage, et les fontaines qui ornent les places publiques, en recouvrant la fonte dont ils sont formés par un dépôt de cuivre obtenu dans la décomposition galvanique des sels de cuivre.

579. Action du soufre sec. — Le soufre sec n'agit sur aucun métal à la température ordinaire; à une température élevée, il s'unit avec presque tous les métaux. Cette combinaison est souvent accompagnée d'un grand dégagement de chaleur et de lumière; le cuivre en tournure, projeté dans un ballon (*fig. 270*) où l'on chauffe du soufre en ébullition, y brûle avec incandescence. — De la limaille de fer brûle dans la vapeur de soufre avec le même éclat que dans l'oxygène.

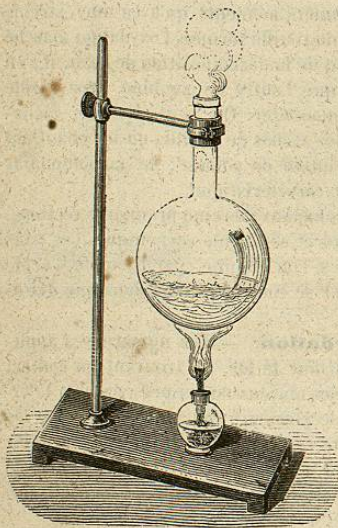


Fig. 270. — Combustion du cuivre dans le soufre.

Quelques métaux cependant, comme l'aluminium, l'or et le platine, sont inattaquables par le soufre, même aux températures élevées.

580. Action du soufre en présence de l'eau. — Nous avons constaté que la présence d'une petite quantité d'eau favorise l'action de l'oxygène: elle favorise également celle du soufre. C'est ce que l'on démontre par l'expérience suivante: on introduit dans un flacon un mélange de deux parties de soufre en fleur et d'une partie de limaille de fer; après l'avoir humecté avec un

peu d'eau, on l'abandonne à lui-même. Bientôt la combinaison du soufre et du fer commence; elle s'effectue lentement d'abord, mais la chaleur dégagée par cette combinaison active la transformation du mélange en sulfure de fer noir, et détermine la vaporisation de l'eau, qui s'échappe en fumée abondante par le goulot du flacon. Cette expérience, faite autrefois par Léméri sur de grandes quantités de matières enfouies dans le sol, lui servait à expliquer les éruptions des volcans; aussi la connaît-on sous le nom de *volcan de Léméri*.

581. Action du chlore. — Tous les métaux sont attaqués par le chlore. La combinaison se fait d'ordinaire à froid; souvent elle est accompagnée de chaleur et de lumière; c'est ce qui arrive quand on projette de l'antimoine en poudre dans un flacon plein de chlore.

L'action est seulement superficielle, lorsque le chlorure peut former à la surface du métal une couche imperméable. Tel est le cas du cuivre à froid; mais si l'on plonge dans un flacon de chlore (*fig. 271*) une spirale de cuivre préalablement chauffée, la combustion est complète: le chlorure, étant très fusible,

coule, et laisse constamment le métal à nu. La réaction est également complète, si le métal peut, comme l'étain, former un chlorure volatil.

Le chlore dissous attaque les métaux dont les chlorures sont solubles: ainsi une feuille d'or disparaît rapidement dans une dissolution de chlore.

Quant à l'action des acides, elle sera développée dans l'étude de chaque métal; nous indiquerons seulement d'une manière générale l'action des acides les plus importants: l'acide azotique et l'acide sulfurique.

Le fer, le zinc, le cuivre et le plomb se dissolvent facilement dans l'acide azotique: la gravure à l'eau-forte (**143**) repose sur l'attaque de l'acide azotique par le cuivre. Le bismuth, le mercure et l'argent, dissous dans l'acide azotique concentré, forment des sels utilisés en médecine.

Le fer et le zinc décomposent l'acide sulfurique étendu en dégageant de l'hydrogène; d'autres métaux, comme le cuivre et le mercure, ne décomposent que l'acide concentré et dégagent de l'acide sulfureux.

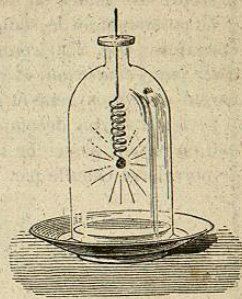


Fig. 271. — Combustion dans le chlore d'une spirale de cuivre chauffée.

CLASSIFICATION DES MÉTAUX.

582. Classification pratique des métaux. — On n'a pas réussi jusqu'ici à trouver pour les métaux une *classification naturelle* analogue à celle que Dumas a établie pour les métalloïdes. On ne pourra espérer résoudre le problème d'une manière satisfaisante que le jour où l'on connaîtra parfaitement les propriétés des métaux appelés métaux rares, et qui sont en général intermédiaires entre les métaux communs.

La classification de Thenard est une classification pratique, fondée sur l'*action des métaux sur l'oxygène libre ou combiné*. Si elle n'est pas satisfaisante au point de vue théorique, elle a le mérite de grouper les principaux métaux d'après leurs propriétés les plus importantes pour les applications.

L'action des métaux sur l'oxygène est appréciée par trois procédés:

1° *Par l'action que les métaux exercent aux différentes températures sur l'oxygène et sur l'air.* —

Cette action varie beaucoup avec la nature du métal; ainsi, tandis que le potassium et le sodium sont tellement oxydables à l'air ordinaire, qu'on ne peut les conserver que dans l'huile de naphte (composée de carbone et d'hydrogène), nous voyons l'or et le platine résister à l'oxydation à toutes les températures. Les autres métaux s'oxydent lentement à l'air humide, rapidement aux températures élevées.

2° *Par la facilité plus ou moins grande avec laquelle la chaleur décompose les oxydes une fois formés.* — Ceux des métaux nobles sont décomposables à une température peu élevée, ceux des autres métaux sont irréductibles par la chaleur.

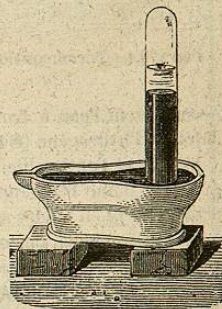


Fig. 272. — Décomposition de l'eau à froid par le potassium.