

ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA DE TOMAR

TÓPICOS SOBRE
MATERIAIS METÁLICOS

Valentim M.B. Nunes

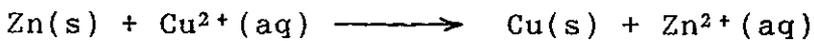
A . NOÇÕES ELEMENTARES DE ELECTROQUÍMICA

Antes de examinarmos os materiais metálicos é importante a referência a alguns aspectos da química intimamente relacionados com estes materiais.

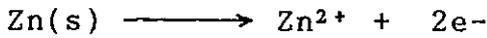
Electroquímica é a área da química que estuda a relação entre a energia eléctrica e a energia química.

A.1. Reacções de oxidação-redução ou redox.

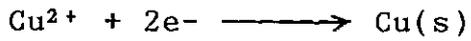
São reacções em que há transferência de electrões entre duas espécies. Consideremos a reacção seguinte em meio aquoso:



Esta reacção pode decompor-se em duas semi-reacções, ou seja:



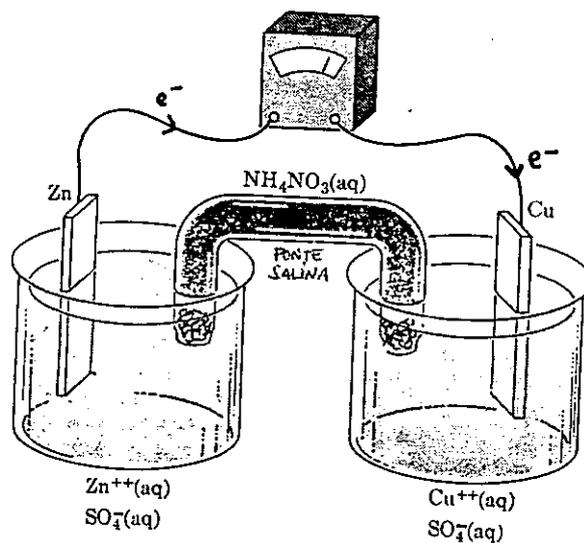
e



A espécie oxidada é aquela que perde electrões, e a reduzida aquela que aceita electrões. Assim, o zinco foi oxidado e o cobre foi reduzido. Os dois processos, oxidação/redução, ocorrem sempre simultâneamente, i.e., se uma espécie se oxida, outra qualquer tem de se reduzir.

A.2. Células Galvânicas ou pilhas electroquímicas

Na reacção anterior , a troca electrónica ocorre directamente em solução. Tal processo não gera qualquer tipo de trabalho útil. É no entanto possível separar as duas espécies , e assim assegurar a transferência de electrões através de um circuito exterior , gerando-se uma corrente eléctrica. Isto é a base das pilhas electroquímicas (ou células galvânicas ou ainda voltaicas). Tomando como exemplo a reacção anterior , podemos montar o seguinte circuito:



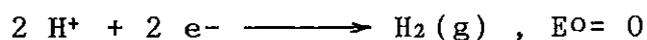
esquema de uma célula galvânica

As duas barras metálicas, de zinco e cobre , são os eléctrodos. Por definição , onde ocorre a oxidação é o ânodo , e onde ocorre a redução é o cátodo.

Se , com a ajuda de um voltímetro , lermos a diferença de potencial entre os dois eléctrodos desta pilha , obtemos o valor de 1.10 V. Porquê?

É impossível medir o potencial de um eléctrodo , mas sim diferenças de potencial entre eléctrodos. Assim , é necessário um eléctrodo padrão , a partir do qual se determine o potencial de todos os outros.

Por convenção internacional , o potencial normal de redução , para o hidrogénio é zero.



Esta convenção é equivalente a considerarmos a altitude 0 , para o nível do mar , e todas as outras altitudes são positivas ou negativas relativamente a este valor.

O potencial normal de redução para outras espécies é obtido face ao Eléctrodo Padrão de Hidrogénio , para uma solução do ião envolvido , de concentração 1 M , a 25°C. Pode-se assim estabelecer uma tabela de potenciais normais de redução , ou série electroquímica dos metais , que permite prever se um sistema é oxidante ou redutor , em relação ao eléctrodo de hidrogénio , quando a concentração das duas espécies redox é igual (ver tabela pág seguinte).

Consultando a tabela , verificamos que $E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0.76 \text{ V}$, e para o cobre , $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0.34 \text{ V}$

Então:

Potenciais normais de redução a 25 °C

Semi-reacção

Eo (V)

$\text{Li}^+(aq) + e^- \longrightarrow \text{Li}(s)$	-3.05
$\text{K}^+(aq) + e^- \longrightarrow \text{K}(s)$	-2.93
$\text{Ba}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Ba}(s)$	-2.90
$\text{Sr}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Sr}(s)$	-2.89
$\text{Ca}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Ca}(s)$	-2.87
$\text{Na}^+(aq) + e^- \longrightarrow \text{Na}(s)$	-2.71
$\text{Mg}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Mg}(s)$	-2.37
$\text{Be}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Be}(s)$	-1.85
$\text{Al}^{3+}(aq) + 3e^- \longrightarrow \text{Al}(s)$	-1.66
$\text{Mn}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}(s)$	-1.18
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(aq)$	-0.83
$\text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Zn}(s)$	-0.76
$\text{Cr}^{3+}(aq) + 3e^- \longrightarrow \text{Cr}(s)$	-0.74
$\text{Fe}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Fe}(s)$	-0.44
$\text{Cd}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Cd}(s)$	-0.40
$\text{PbSO}_4(s) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(s) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	-0.31
$\text{Co}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Co}(s)$	-0.28
$\text{Ni}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Ni}(s)$	-0.25
$\text{Sn}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}(s)$	-0.14
$\text{Pb}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}(s)$	-0.13
$2\text{H}^+(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2(g)$	0.00
$\text{Sn}^{4+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(aq)$	+0.13
$\text{Cu}^{2+}(aq) + e^- \longrightarrow \text{Cu}^+(aq)$	+0.15
$\text{SO}_4^{2-}(aq) + 4\text{H}^+(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{SO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.20
$\text{AgCl}(s) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s) + \text{Cl}^-(aq)$	+0.22
$\text{Cu}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}(s)$	+0.34
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \longrightarrow 4\text{OH}^-(aq)$	+0.40
$\text{I}_2(s) + 2e^- \longrightarrow 2\text{I}^-(aq)$	+0.53
$\text{MnO}_4^-(aq) + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \longrightarrow \text{MnO}_2(s) + 4\text{OH}^-(aq)$	+0.59
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}^+(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(aq)$	+0.68
$\text{Fe}^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(aq)$	+0.77
$\text{Ag}^+(aq) + e^- \longrightarrow \text{Ag}(s)$	+0.80
$\text{Hg}_2^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Hg}(l)$	+0.85
$2\text{Hg}^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Hg}_2^{2+}(aq)$	+0.92
$\text{NO}_3^-(aq) + 4\text{H}^+(aq) + 3e^- \longrightarrow \text{NO}(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.96
$\text{Br}_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Br}^-(aq)$	+1.07
$\text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(aq) + 4e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{MnO}_2(s) + 4\text{H}^+(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(aq) + 14\text{H}^+(aq) + 6e^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(aq) + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.33
$\text{Cl}_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-(aq)$	+1.36
$\text{Au}^{3+}(aq) + 3e^- \longrightarrow \text{Au}(s)$	+1.50
$\text{MnO}_4^-(aq) + 8\text{H}^+(aq) + 5e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.51
$\text{Ce}^{4+}(aq) + e^- \longrightarrow \text{Ce}^{3+}(aq)$	+1.61
$\text{PbO}_2(s) + 4\text{H}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.70
$\text{H}_2\text{O}_2(aq) + 2\text{H}^+(aq) + 2e^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1.77
$\text{Co}^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow \text{Co}^{2+}(aq)$	+1.82
$\text{O}_3(g) + 2\text{H}^+(aq) + 2e^- \longrightarrow \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+2.07
$\text{F}_2(g) + 2e^- \longrightarrow 2\text{F}^-(aq)$	+2.87

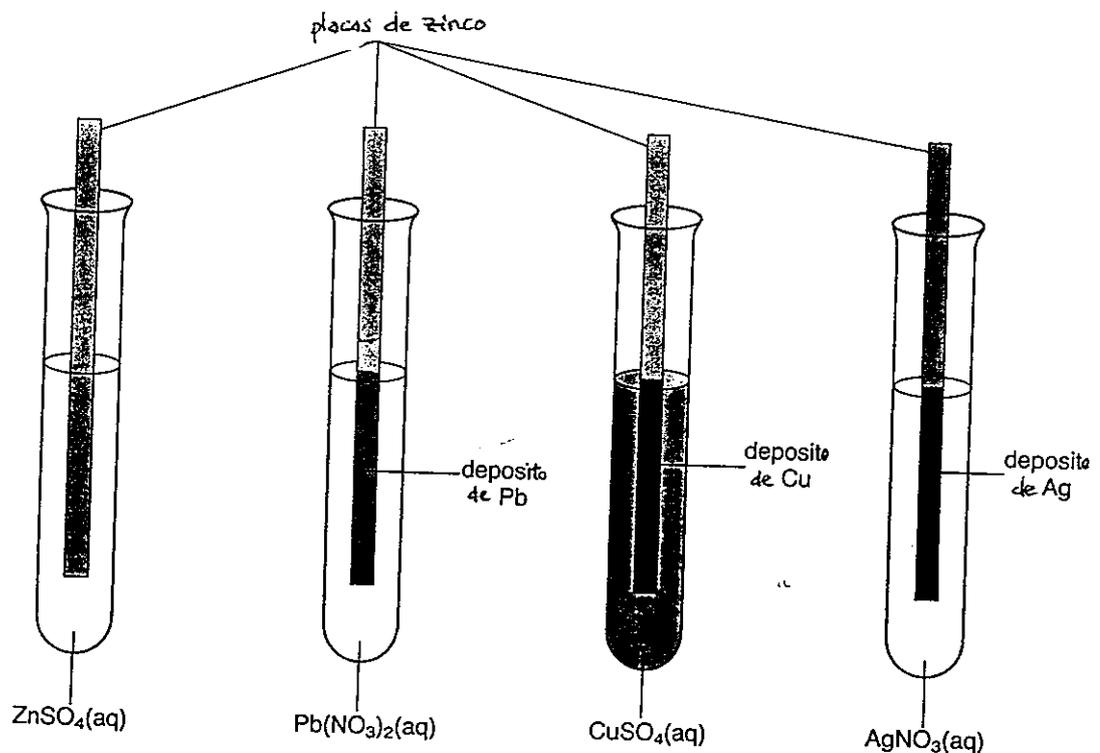
Aumenta poder oxidante

Aumenta poder redutor

$$\begin{aligned}
 E_{\text{pilha}} &= E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}} \\
 &= 0.34 - (-0.76) \\
 &= 1.10 \text{ V}
 \end{aligned}$$

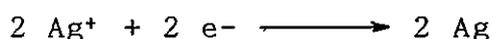
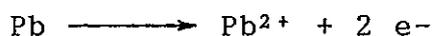
Quanto mais positivo E° , maior a tendência da espécie para se reduzir, e logo maior poder oxidante. Quanto mais negativo o E° , maior o poder redutor.

Isto pode explicar o deslocamento de metais de uma solução por ação de outros metais. Consideremos a seguinte experiência: colocamos pequenas placas de zinco dentro de vários tubos de ensaio, contendo soluções de zinco, chumbo, cobre e prata (v.fig.)



O potencial normal de redução do zinco é o mais baixo de todos estes metais (v.tabela) , logo tem tendência a oxidar-se e a reduzir os iões que se encontram em solução.

Outro exemplo: se mergulhar-mos uma placa de chumbo, numa solução contendo Ag^+ , como o potencial de redução da prata é superior , esta vai reduzir-se formando-se um depósito de prata á superficie da placa de chumbo.As reacções são:

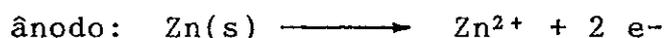


A tabela seguinte mostra as várias reacções possíveis , e que podem ser explicadas por consulta dos potenciais normais de redução.

Resultados com sol.aquosa de:

<u>Metal</u>	<u>ZnSO₄</u>	<u>Pb(NO₃)₂</u>	<u>CuSO₄</u>	<u>AgNO₃</u>
Zn	-	depósito de chumbo	depósito de cobre	depósito de prata
Pb	-	-	depósito de cobre	depósito de prata
Cu	-	-	-	depósito de prata

As baterias e pilhas comerciais baseiam-se em processos semelhantes aos anteriores. Por exemplo as vulgares pilhas secas , usadas em lanternas , rádios , etc., funcionam da seguinte forma: o cátodo é um tubo de grafite , em torno do qual se encontra uma pasta contendo MnO_2 e um electrólito , o NH_4Cl . O ânodo é o próprio invólucro da pilha , feita em zinco. As reacções que ocorrem nesta pilha são:



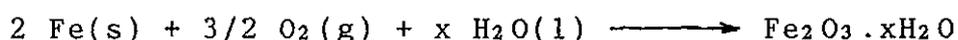
A voltagem produzida é = 1.5 V.

Existem ainda baterias de mercúrio , chumbo , lítio, Alumínio/ar , etc , etc., cujo funcionamento se baseia nos mesmos princípios enunciados.

A.3. Corrosão

Os fenómenos de corrosão , nomeadamente o enferrujamento do ferro , são a causa de enormes prejuizos financeiros (pontes , barcos , automóveis , etc.).

A equação geral que traduz a formação da ferrugem é:

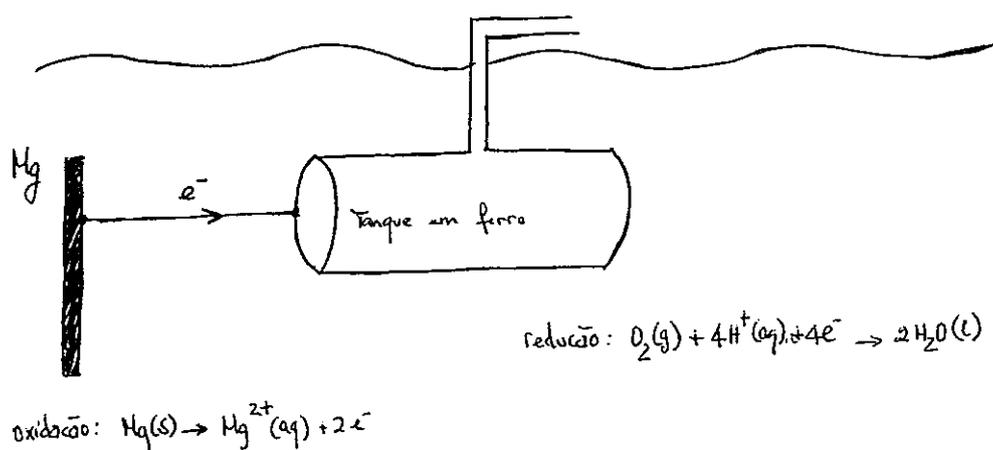


Como a ferrugem não adere ao metal , a corrosão continua sempre , na presença de O_2 e água.

O alumínio , muito utilizado na construção de aviões, por ex \emptyset , oxida-se facilmente mas, no entanto , o Al_2O_3 (óxido de alumínio) formado tem uma função protectora sobre o restante alumínio , formando uma fina película insolúvel á superfície deste.

Para proteger o ferro , constroem-se ligas metálicas, como o aço inoxidável , que é uma liga de ferro , contendo Cr (crómio) e Ni (níquel). Por oxidação , forma-se uma fina película de Cr_2O_3 , que protege o aço da corrosão.

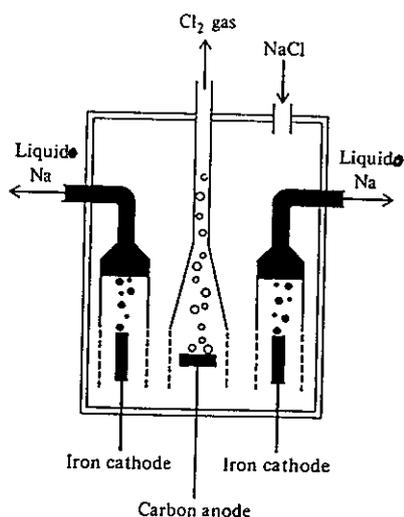
Outra forma de proteger o ferro , é ligá-lo a um pedaço de zinco ou magnésio que funcionam como ânodo , onde se dá a oxidação. É a chamada protecção catódica.



Isto pode ser observado no laboratório deixando um prego em ferro mergulhado em água , e outro também mergulhado , mas ligado a um pedaço de zinco. Ao fim de algum tempo , o primeiro oxidou completamente , e o outro mantém-se intacto.

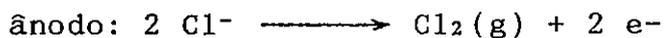
A.4. Electrólise

Até agora vimos reacções que ocorrem espontâneamente. As reacções químicas inversas requerem trabalho eléctrico, por exemplo , fornecido por uma bateria. Consideremos a electrólise do NaCl fundido:



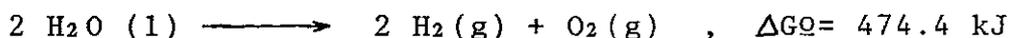
electrólise do NaCl fundido

As reacções envolvidas são:

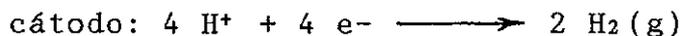


Este processo é a principal fonte de sódio e cloro.

Outro exemplo importante é a electrólise da água: o processo de decomposição da água não é espontâneo. A reacção é:

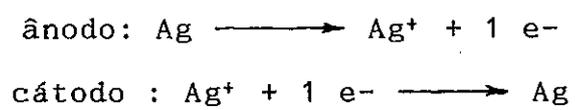
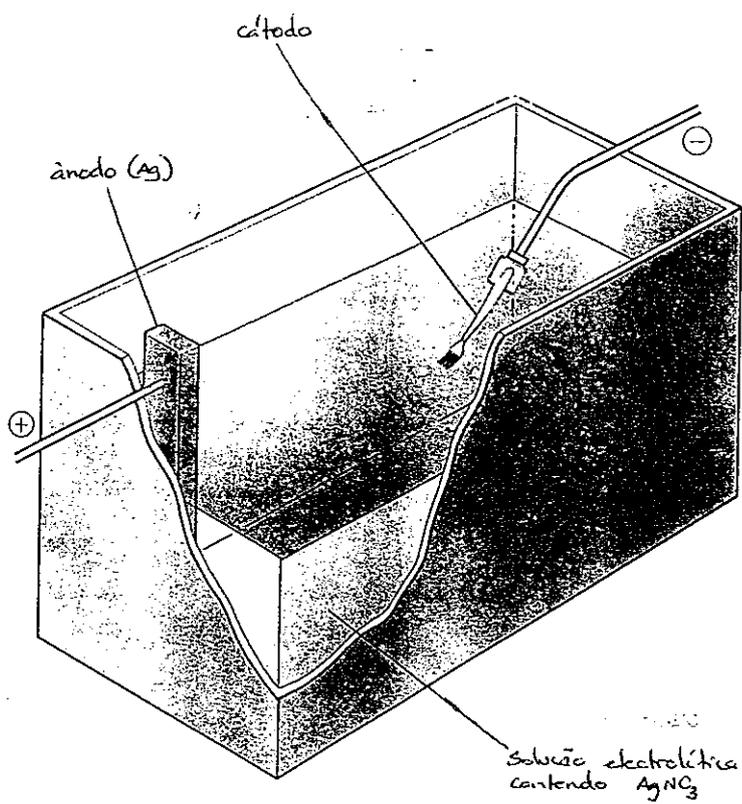


No entanto podemos induzir esta reacção efectuando a electrólise da água:



Outro exemplo é ainda a electrólise do Al_2O_3 , para obtenção industrial do alumínio.

A cobertura de um metal por outro é igualmente um método electrolítico: a electrodeposição. Por exemplo na figura seguinte mostra-se a deposição de prata num garfo feito em liga de níquel:



electrodeposição da prata num talher

B. MINÉRIOS e METALURGIA

B.1. Ocorrência dos Metais.

A maioria dos metais encontram-se na natureza combinados com outros elementos nos minerais.

Os depósitos minerais com concentrações suficientes para permitir a recuperação económica do metal são designados por minérios.

Principais Tipos de Minerais

<u>Tipo</u>	<u>Minerais</u>
Metais não combinados	Ag, Au, Cu, Pd, Pt
Carbonatos	BaCO ₃ , CaCO ₃ , MgCO ₃ , etc
Óxidos	Al ₂ O ₃ , Fe ₂ O ₃ , Cu ₂ O, ZnO, etc
Sulfetos	Ag ₂ S, CdS, Fe ₂ S, PbS, etc.
Silicatos
Sulfatos
Haletos

Na figura seguinte encontra-se o tipo de minerais mais abundantes, para cada elemento metálico, de acordo com a sua posição na tabela periódica:

1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Li	Be									Al					
Na	Mg	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga			
K		Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Pb	
Rb	Sr		Hf	Ta	W		Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po		
Cs	Ba	La													

B.2. Metalurgia

A metalurgia é a ciência (e simultâneamente a técnica) de separar metais a partir dos seus minérios e/ou ligas correspondentes.

O processo metalúrgico consiste em várias etapas , nomeadamente: a) preparação do minério , b) produção do metal e c) purificação do metal.

B.2.1. Preparação do minério

Consiste na separação do metal de materiais indesejáveis , como a argila e os minerais siliciosos.

Um dos processos mais comuns é designado por flotação. Ao minério é adicionado uma mistura de óleo e detergentes , que vão solvatar preferencialmente os minerais metálicos , sendo assim separados , e depois recuperados.

Outro método aproveita as propriedades ferromagnéticas de certos metais , que são fortemente atraídos por um imã , de onde são posteriormente recuperados.

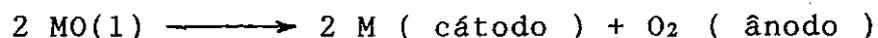
Finalmente , é possível separar metais dos minerais indesejáveis formando **amálgamas** com mercúrio. Os metais são recuperados destilando o mercúrio.

B.2.2. Produção do Metal

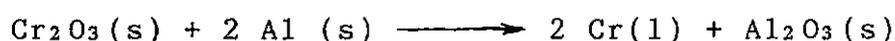
Os metais nas suas formas combinadas têm sempre números de oxidação positivos , logo a produção do metal puro é sempre um processo de redução.

De entre os processos de redução mais comuns devem-se destacar a redução electrolítica dos sais de cloro , para obtenção de lítio , sódio , magnésio e cálcio.

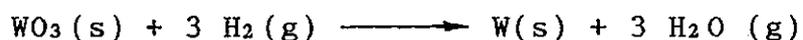
Para a obtenção de alumínio , recorre-se á redução electrolítica do respectivo óxido anidro. A reacção genérica , para todos os óxidos de metais é:



Outra hipótese é a redução do metal , com outro mais electropositivo (E° mais baixo; ver tabela) , ou a redução com carvão e monóxido de carbono. Estão neste caso o crómio , o titânio , o ferro e o zinco. Por exemplo , para o crómio temos:



Pode ainda 'deslocar-se' um metal com hidrogénio , como é o caso do tungsténio:

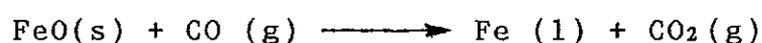


O mercúrio , prata , cobre e ouro , ocorrem frequentemente puros na natureza , sendo apenas necessário purificá-los.

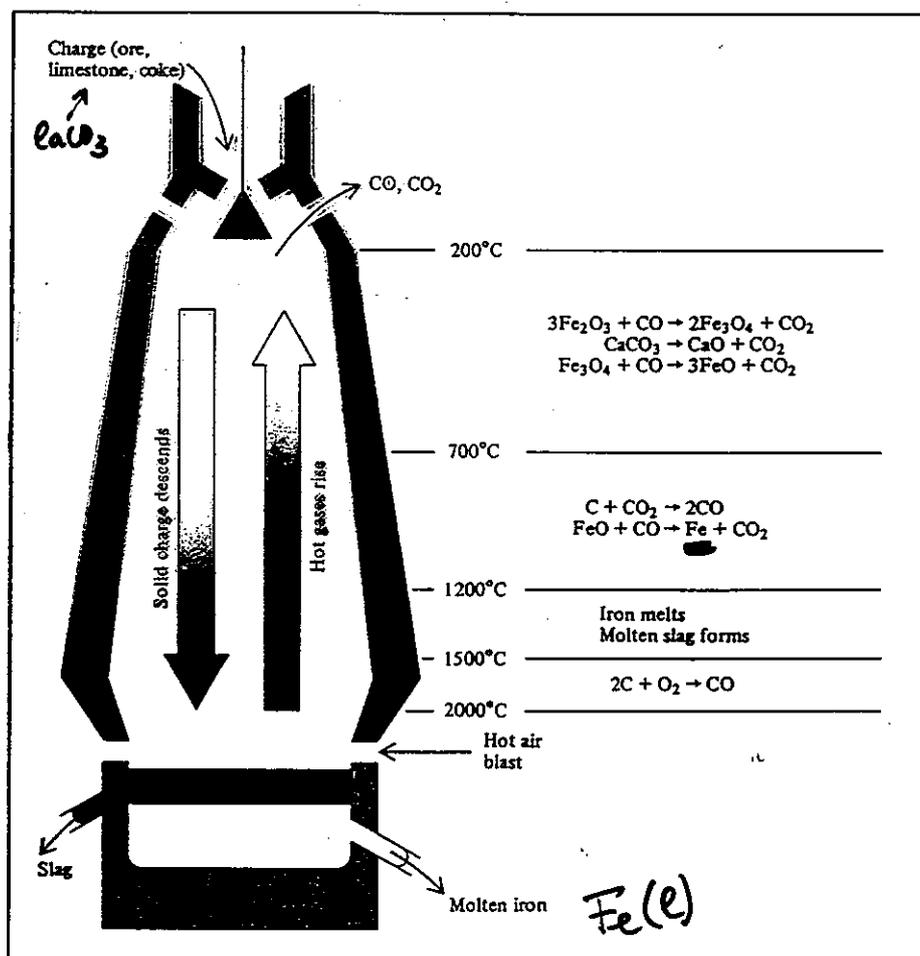
B.2.3. Exo da produção de um metal: Metalurgia do Ferro

O ferro existe na natureza em diferentes minerais , como a pirite (FeS_2) e a hematite ($\text{ Fe}_2\text{O}_3$).

O processo metalúrgico envolve a redução dos minerais pelo carbono (carvão) , num forno próprio. As principais reacções são:

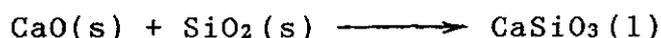


Na figura seguinte encontra-se um forno metalúrgico, mostrando-se as várias reacções que ocorrem , consoante a temperatura , nas várias zonas do forno:



Processo metalúrgico do ferro

A escória ('slag') é constituída por aluminatos e silicatos de cálcio , obtidos pelas reacções:

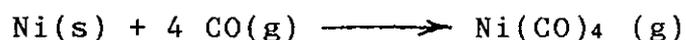


Estes materiais indesejáveis são separados do ferro fundido , pois este é mais denso , sendo recolhido no fundo do forno (v.fig).

B.2.4. Purificação do Metal

Para a purificação de metais existem vários processos , dependendo do metal em causa . Vamos aqui apenas referir alguns exemplos ilustrativos.

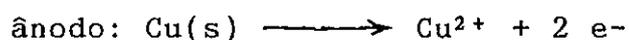
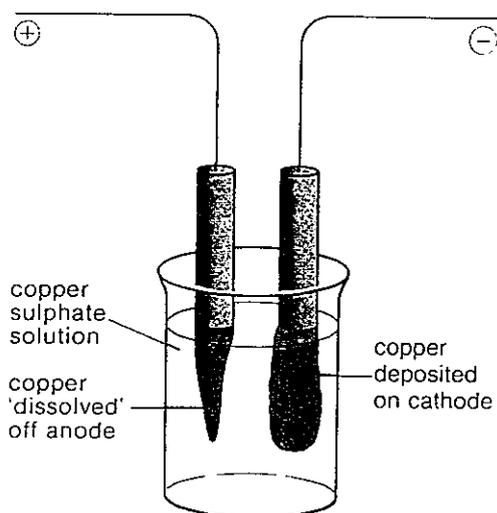
O níquel é purificado pelo processo de Mond , e que consiste numa destilação. Começa por se fazer reagir o níquel com monóxido de carbono , a cerca de 70 °C , formando-se um composto gasoso , altamente tóxico , segundo a reacção:



Seguidamente a temperatura é elevada para cerca de 200 °C , libertando-se o níquel puro , segundo a reacção inversa da anterior.

Outro método bastante utilizado na purificação de metais é a electrólise , assunto já referido atrás. O

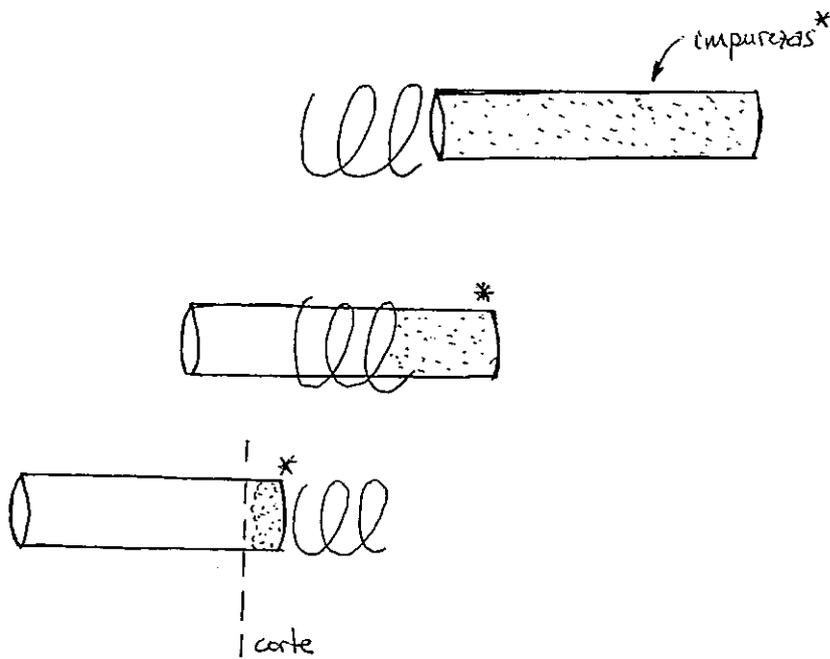
cobre , por exemplo , é obtido com uma pureza superior a 99.5% , por este método. O cobre 'impuro' é dissolvido no ânodo , e é depositado 'puro' no cátodo , como mostra a figura seguinte:



purificação do cobre por electrólise

Um terceiro processo é o refinamento de zona. O metal contaminado com impurezas é feito passar por uma resistência que o faz fundir. À medida que a barra metálica abandona esta resistência vai de novo solidificando. As impurezas vão dissolver-se

preferencialmente na zona ainda fundida . No final ,
basta cortar e eliminar a parte que contem as impurezas ,
obtendo-se o restante metal puro. Este processo pode ser
observado na figura seguinte:



C. ALGUMAS PROPRIEDADES E REACÇÕES DOS METAIS

C.1. Algumas propriedades dos metais.

Os metais usualmente apresentam:

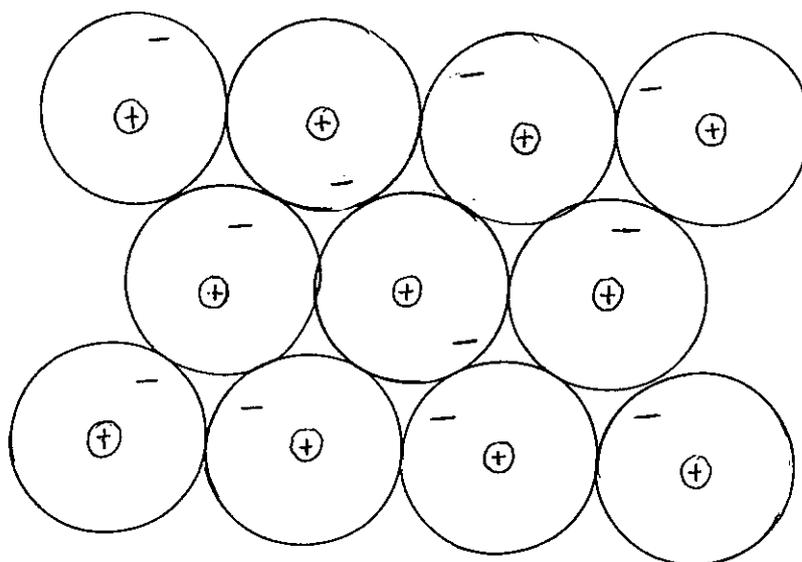
- elevada densidade
- elevados pontos de fusão e ebulição
- boa condutividade térmica
- boa condutividade eléctrica
- elevada maleabilidade e ductilidade

Na tabela seguinte encontram-se algumas propriedades relevantes dos metais:

<u>Metal</u>	<u>d (g cm⁻³)</u>	<u>p.f. (°C)</u>	<u>p.eb. (°C)</u>
Alumínio	2.7	659	2447
Cobre	9.0	1083	2600
Ferro	7.9	1540	3000
Magnésio	1.7	650	1110
Prata	10.5	961	2177
Zinco	7.1	420	908

C.1.1. Densidade

A elevada densidade dos metais é devida ao empacotamento dos átomos, nos cristais metálicos.



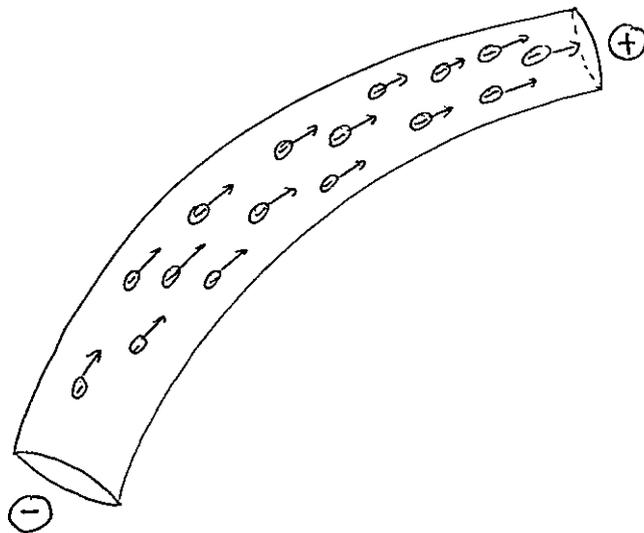
Os electrões exteriores movem-se livremente na estrutura metálica.

C.1.2. Pontos de fusão e ebulição

Os pontos de fusão e ebulição elevados são devidos às forças de interacção electrostáticas fortes entre os electrões e os iões positivos (é usual definir a estrutura metálica como consistindo num conjunto de iões positivos 'mergulhados' num mar de electrões).

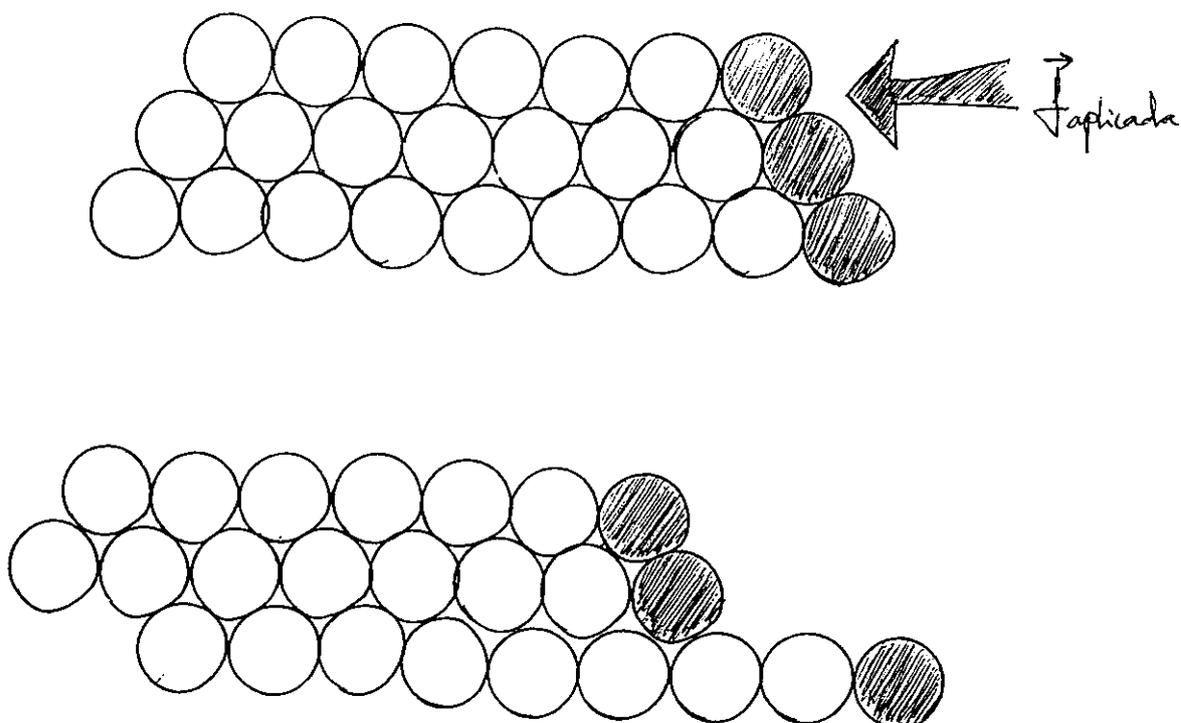
C.1.3. Condutividade

Quando ligados a um circuito , os metais permitem a livre circulação de electrões , permitindo portanto a passagem de corrente eléctrica.



C.1.4. Maleabilidade e Ductilidade

As ligações entre os átomos metálicos são fortes , mas não rígidas , logo permitem a sua 'distorção'. Esta propriedade confere aos metais grande maleabilidade e ductilidade (permite o fabrico de finas películas e fios).

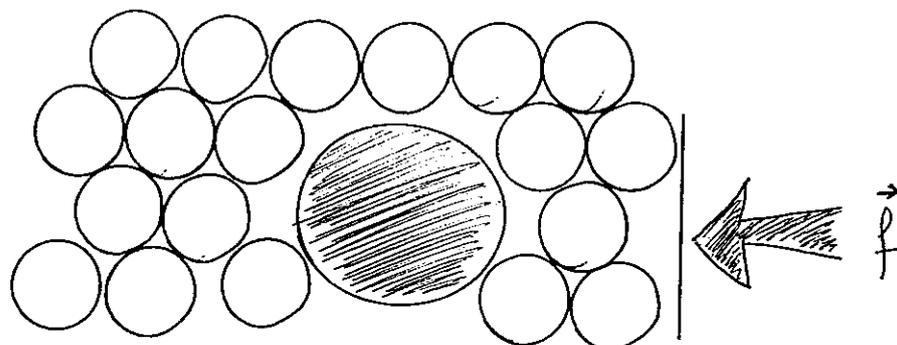


C.2. Ligas Metálicas

Os metais podem tornar-se mais resistentes, adicionando-lhes pequenas quantidades de outro metal, ou outro elemento não-metálico.

O latão, por exemplo, é feito misturando cobre e zinco, e é mais resistente que qualquer um destes metais.

O diferente tamanho dos átomos impede a 'distorção' da estrutura, por aplicação de forças exteriores, tornando-a menos maleável. No aço, a rede de átomos de ferro é modificada por adição de pequenas quantidades de carbono.



átomos de diferente tamanho não podem
'deslizar' uns sobre os outros!

A primeira liga metálica fabricada pelo homem foi talvez o bronze , que é uma mistura de cobre e estanho (1500 a.C.)

O aço inoxidável é uma mistura de ferro , com cerca de 20% de crómio e 10% de níquel. O primeiro serve para evitar a ferrugem , e o segundo para conferir maior dureza e brilho.

Existem numerosas ligas metálicas , pelo que seria exaustivo referi-las aqui. De entre todas^{as} destacamos as de alumínio , com inúmeras aplicações em aeronáutica , devido á sua resistência e leveza.

C.3. Algumas reacções dos metais

Uma das reacções importantes dos metais , é a sua reacção com ácidos. Existem bastantes alimentos , incluindo o vinagre , frutos , etc. que contêm ácidos , como o ácido acético e ácido cítrico. Assim ,os utensílios domésticos , construídos em metal , reagem com estes ácidos. Vejamos quais os metais que reagem com ácidos:

<u>Metal</u>	<u>Reacção com HCl diluído</u>
Alumínio(Al)	reage ao fim de algum tempo;é produzido H ₂ .
Cobre (Cu)	não reage
Ferro (Fe)	reage lentamente
Chumbo (Pb)	reage lentamente
Magnésio (Mg)	reage vigorosamente; H ₂ é produzido rapidamente.

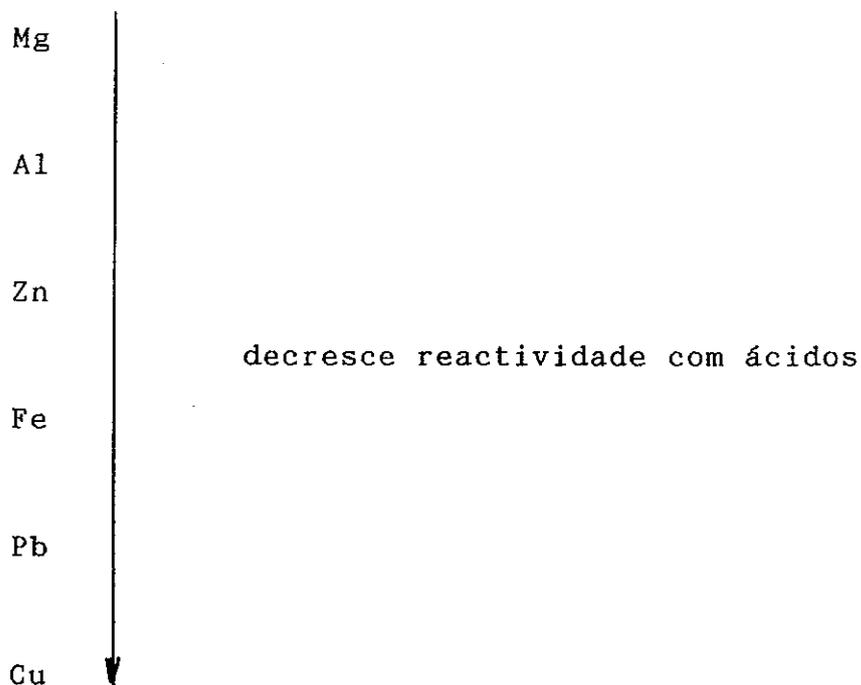
A reacção genérica , para um metal M é:



Em panelas , talheres , etc. usa-se geralmente o alumínio , ou aço inoxidável , por ex^o , pois o cobre é muito dispendioso.

O estanho , por exemplo , é também utilizado , para latas de conserva , pois praticamente não reage com os ácidos presentes nos alimentos em conserva.

A ordem de reactividade com ácidos é a seguinte:



Na tabela seguinte encontram-se sumarizadas algumas das reacções mais importantes dos metais: “

reacção com				
Metal	ar(O ₂)	água fria	vapor de água	ácidos diluídos
K	violenta	produzem H ₂	produzem H ₂	produzem H ₂
Na				
Ca		FORMAM ÓXIDOS	produzem H ₂	produzem H ₂
Mg				
Al		não reagem		não reagem
Zn				
Fe		lentamente		não reagem
Pb				
Cu		não reagem		não reagem
Hg				
Ag		não reagem	não reagem	não reagem
Au				
Pt				

Assim , a ordem de reactividade genérica é:

K , Na , Ca , Mg , Al , Zn , Fe , Pb , Cu , Ag , Au



metal mais estável

De facto , como se vê a prata , o ouro e a platina são metais nobres , pois não regem nestas circunstâncias. O cobre também é bastante não-reactivo , e por isso é utilizado em canalizações de água quente , ou em instalações industriais , como permutadores de calor , onde existe água a temperaturas elevadas (ou vapor de água). De realçar que estudos arqueológicos têm permitido recolher utensílios em cobre , com centenas de anos , praticamente intactos.

ÍNDICE

A. Noções Elementares de Electroquímica	
A.1. Reacções de oxidação-redução.....	1
A.2. Células Galvânicas.....	2
A.3. Corrosão.....	7
A.4. Electrólise.....	9
B. Minérios e Metalurgia	
B.1. Ocorrência dos metais.....	12
B.2. Metalurgia.....	13
B.2.1. Preparação do minério.....	14
B.2.2. Produção do metal.....	14
B.2.3. Metalurgia do ferro.....	15
B.2.4. Purificação do metal.....	17
C. Algumas Propriedades e Reacções dos metais	
C.1. Algumas propriedades dos metais.....	20
C.1.1. Densidade.....	21
C.1.2. Pontos de fusão e ebulição.....	21
C.1.3. Condutividade.....	22
C.1.4. Maleabilidade e ductilidade.....	22
C.2. Ligas metálicas.....	23
C.3. Algumas reacções dos metais.....	25