

ELETROQUÍMICA PILHAS

MÓDULO 5 | TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS E ENERGIA

ELETROQUÍMICA PILHAS

PILHA é um sistema em que a energia química é transformada de modo espontâneo em energia elétrica.

Em 1836, o químico e meteorologista inglês John Frederic Daniell (1790-1845) construiu uma pilha diferente da até então conhecida na época: a pilha de Alessandro Volta. Nesta pilha ele interligou dois eletrodos, que eram sistemas constituídos por um metal imerso em uma solução aquosa de um sal formado pelos cátions desse metal.

Um dos eletrodos, o eletrodo de cobre, era constituído de uma placa de cobre mergulhada em uma solução de sulfato de cobre (CuSO_4). O outro eletrodo era o de zinco, constituído de uma placa de zinco mergulhada em uma solução de sulfato de zinco (ZnSO_4).

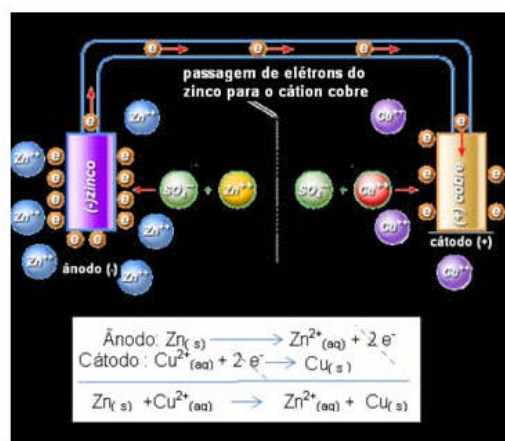
Esses dois eletrodos foram interligados por um circuito elétrico que continha uma lâmpada, pois se ela acendesse, indicaria o surgimento de uma corrente elétrica.

Além disso, havia uma ponte salina entre elas. Essa ponte era constituída de um tubo de vidro em U contendo uma solução aquosa concentrada de um sal bastante solúvel, como o cloreto de potássio (KCl(aq)), por exemplo. As extremidades do tubo são revestidas com um algodão ou com ágar-ágar.

Abaixo temos a estrutura dessa pilha ou cela eletroquímica, que ficou conhecida como pilha de Daniell. Lembrando que cada eletrodo recebe a denominação de semicela.

Com o circuito fechado, a lâmpada se acende e após, algum tempo, a placa de zinco é corroída e tem a sua massa diminuída, já na de cobre ocorre o contrário, sua massa aumenta (conforme a figura abaixo). Nota-se também que há um aumento da concentração em mol/L dos íons Zn^{2+} e uma

diminuição dos íons Cu^{2+} .



CONSIDERAÇÕES IMPORTANTES SOBRE A PILHA

Note que no eletrodo de zinco temos corrosão da placa e aumento da concentração de cátions Zn^{2+} .

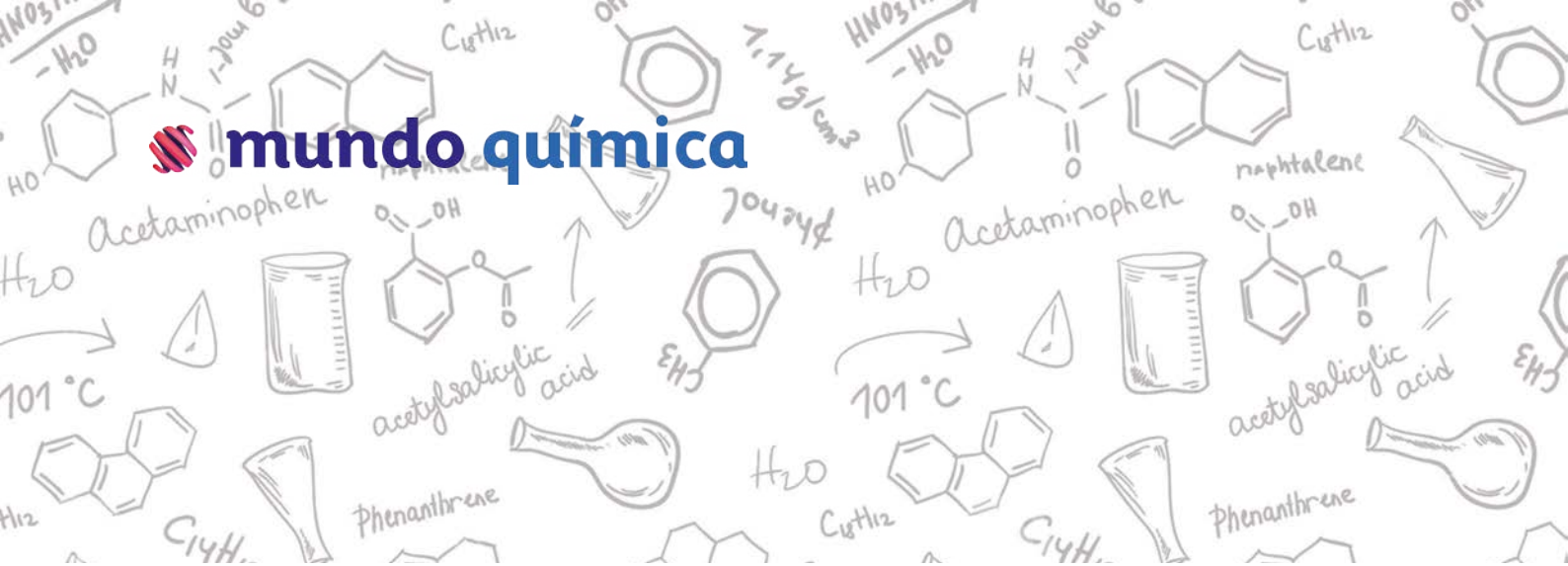
No eletrodo de cobre temos aumento da massa da placa e diminuição dos íons Cu^{2+} em solução.

Reação Total: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ $E^0 = 1,10\text{V}$

Esquema: $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$

CONVENÇÃO DAS PILHAS

- Cátodo: Eletrodo onde ocorre o processo de redução.
- Ânodo: Eletrodo onde ocorre o processo de oxidação.
- Pólo Negativo: É o eletrodo que emite elétrons para o circuito externo.
- Pólo Positivo: É o eletrodo que recebe elétrons do circuito externo.



COMO MEDIR POTENCIAIS DOS ELETRODOS

O potencial de cada eletrodo padrão é determinado acoplando-se este eletrodo ao eletrodo padrão de hidrogênio e medindo-se a diferença de potencial.

Chamaremos:

E^0 = potencial do eletrodo padrão.

E^0 = diferença de potencial entre dois eletrodos padrão.

CONVENÇÃO: O eletrodo padrão de hidrogênio possui potencial igual a zero.

TABELA DE POTENCIAIS

Potencial de redução (E_{red}^0)	Estado reduzido	Estado oxidado	Potencial de oxidação (E_{oxid}^0)
-3,04	Li	$Li^+ + e^-$	+3,04
-2,92	K	$K^+ + e^-$	+2,92
-2,90	Ba	$Ba^{2+} + 2e^-$	+2,90
-2,89	Sr	$Sr^{2+} + 2e^-$	+2,89
-2,87	Ca	$Ca^{2+} + 2e^-$	+2,87
-2,71	Na	$Na^+ + e^-$	+2,71
-2,37	Mg	$Mg^{2+} + 2e^-$	+2,37
-1,66	Al	$Al^{3+} + 3e^-$	+1,66
-1,18	Mn	$Mn^{2+} + 2e^-$	+1,18
-0,83	$H_2 + 2(OH)^-$	$2 H_2O + 2e^-$	+0,83
-0,76	Zn	$Zn^{2+} + 2e^-$	+0,76
-0,74	Cr	$Cr^{3+} + 3e^-$	+0,74
-0,48	S^2	$S + 2e^-$	+0,48
-0,44	Fe	$Fe^{2+} + 2e^-$	+0,44
-0,28	Co	$Co^{2+} + 2e^-$	+0,28
-0,23	Ni	$Ni^{2+} + 2e^-$	+0,23
-0,13	Pb	$Pb^{2+} + 2e^-$	+0,13
0,00	H_2	$2H^+ + 2e^-$	0,00
+0,15	Cu^+	$Cu^{2+} + e^-$	-0,15
+0,34	Cu	$Cu^{2+} + 2e^-$	-0,34
+0,40	$2(OH)^-$	$H_2O + 1/2 O_2 + 2e^-$	-0,40
+0,52	Cu	$Cu^+ + e^-$	-0,52
+0,54	I^-	$I_2 + 2e^-$	-0,54
+0,77	Fe^{2+}	$Fe^{3+} + e^-$	-0,77
+0,80	Ag	$Ag^+ + e^-$	-0,80
+0,85	Hg	$Hg^{2+} + 2e^-$	-0,85
+1,09	$2 Br^-$	$Br_2 + 2e^-$	-1,09
+1,23	H_2O	$2H^+ + 1/2 O_2 + 2e^-$	-1,23
+1,36	$2 Cl^-$	$Cl_2 + 2e^-$	-1,36
+2,87	$2 F^-$	$F_2 + 2e^-$	-2,87

ORDEM CRESCENTE DE AÇÃO OXIDANTE

ORDEM CRESCENTE DE AÇÃO REDUTORA