

Química – 12º Ano

Unidade 1

APL 1- “Construção de uma pilha com diferença de potencial determinada (1.1 V)”

1ª Fase – Planificação

Data de entrega: 11/11/10

Grupo de trabalho: Carla Carmo nº7, Flávia França nº13, Irina Buraga , nº14, Íris Sousa nº 15

Introdução

A actividade de Projecto Laboratorial (APL) tem como objectivo proporcionar aos alunos a hipótese de efectuarem um trabalho prático que se distancie do modelo mais conhecido de “execução de um protocolo”, e por sua vez, que se avizinha de um modelo de um “projecto de investigação”. Para a realização deste mesmo “projecto de investigação” o grupo de trabalho deverá proceder a várias pesquisas de soluções para o tema proposto, à determinação de variáveis a controlar e ensaios laboratoriais para testar hipóteses.

“ A electroquímica é o ramo da química que estuda as interligações entre efeitos químicos e eléctricos”. Esta área científica estuda as alterações químicas provocadas pela passagem de corrente eléctrica e a produção de energia eléctrica através de reacções químicas. A passagem de corrente eléctrica é um processo de transferência de carga, com origem numa separação de cargas que pode ocorrer homogeneamente em solução (reacção de oxidação – redução ou redox) ou heterogeneamente na interface entre duas fases químicas (reacção do eléctrodo).

Por sua vez, as reacções do eléctrodo, são reacções heterogéneas e têm lugar na região interfacial entre o eléctrodo e a solução do electrólito, onde a distribuição de cargas difere da distribuição de carga no interior das fases.

Nesta actividade laboratorial, iremos estudar as relações entre uma reacção electroquímica entre a interface de um condutor eléctrico (eléctrodo) e um condutor iónico (electrólito), a diferença de potencial e o transporte de carga (passagem de corrente), através dessa mesma interface. A carga é transportada através de um eléctrodo pelo movimento de electrões.

Objectivos

Os objectivos para a realização desta actividade de projecto laboratorial, são:

1. Identificar os constituintes de uma pilha electroquímica;
2. Prever a diferença de potencial de uma pilha electroquímica conhecendo os eléctrodos (condições – padrão);
3. Identificar a relação entre a diferença de potencial e o “quociente de reacção”;
4. “Determinar” experimentalmente a equação de Nernst;
5. Concluir, a partir da observação, sobre a necessidade de utilização de dois metais diferentes (ou o mesmo metal mergulhado em soluções de concentração diferente).

Nomeadamente, para a realização desta planificação, para o projecto, o grupo procurou dar resposta com base nas pesquisas efectuadas a 6 itens:

- a) Selecção do tipo de pilha;
- b) Pesquisa sobre tópicos centrais;
- c) Identificação das questões – problema;
- d) Relação dos materiais / reagentes;
- e) Elaboração do procedimento experimental;
- f) Identificação das regras de segurança.

Fundamento Teórico

Uma pilha (ou reacção galvânica) é um sistema que converte energia química em energia eléctrica através de uma reacção redox espontânea que ocorre numa interface eléctrodo/solução. Ou seja, é um processo na qual uma reacção química transforma-se em electricidade. A reacção química utilizada numa pilha será sempre espontânea, nesta produz-se uma quantidade de electricidade capaz de acender uma lâmpada ou fazer funcionar um pequeno motor.

- A) A pilha seleccionada pelo grupo, após a realização da pesquisa para a realização deste projecto, é uma pilha seca ou alcalina, cuja diferença de potencial é de 1,1 V, ou seja o grupo irá construir um pilha de Daniell;
- B) Na pesquisa dos tópicos centrais do problema, ou seja, construir uma pilha com diferença de potencial determinado (1, 1 V), foram constituídas as seguintes questões:

B1) O que é uma reacção electroquímica?

Uma reacção electroquímica é uma reacção redox, em que ocorre simultaneamente a passagem de corrente entre dois eléctrodos.

B2) O que é uma reacção redox?

Uma reacção redox, é uma reacção onde em simultâneo está a ocorrer uma oxidação (perda de electrões), e uma redução (ganho de electrões). Existe um contacto entre o agente oxidante e o agente redutor, contudo esta reacção pode ocorrer não directamente mas sim, “á distância”, através de um fio condutor. Neste caso este dispositivo passa a designar-se por célula galvânica ou pilha.

B3) Quais os constituintes de uma pilha?

Uma pilha é constituída por:

1. Dois eléctrodos cujo objectivo é, proporcionar uma transferência de electrões entre o circuito e o meio no qual está inserido, e por sua vez os eléctrodos são constituídos por:
 - 1.1. Um pólo positivo ou cátodo, onde ocorre a transferência de electrões provenientes do Ânodo para os cations em solução electrolítica, logo ocorre uma redução dos electrões (ganho de electrões);
 - 1.2. Um pólo negativo ou Ânodo, onde ocorre a perda de electrões para o circuito, desta forma ocorre uma oxidação;
 - 1.3. Os electrões circulam no circuito do pólo negativo (Ânodo), para o pólo positivo (cátodo);

- 1.4. Os eléctrodos quando se encontram ligados a um circuito externo surgem uma diferença de potencial (*d.d.p*) denominada de força electromotriz (*f.e.m*) que gera uma transferência de electrões entre os dois eléctrodos.
2. Os mesmos eléctrodos encontram-se mergulhados numa solução, **electrólito**:
 - 2.1. Um **electrólito** é toda a substância que, dissociada ou ionizada, origina iões positivos (catiões) ou iões negativos (aniões), pela adição de um solvente. Desta forma torna-se um condutor de electricidade;
3. **Ponte salina**, é um elemento utilizado para unir duas semi-células;
 - 3.1 Uma **ponte Salina** trata-se de um tubo de vidro em forma de “U” invertido, que se encontra mergulhado em cada extremidade das semi-células de uma pilha. Esta contém uma dissolução de um sal inerte, como por exemplo KNO_3 ou KCl . A sua função é permitir a
Passagem de iões entre as células, permitindo fechar o circuito para a corrente contínua, deste modo evita a transferência directa de electrões, e permitindo a migração de iões entre os dois compartimentos da célula, consequentemente “fechando” o circuito e originando a passagem de electrões pelos fios externos. Este dispositivo permite pois produzir electricidade a partir da reacção redox espontânea.
4. **Voltímetro**, este encontra-se ligado a uma célula galvânica, que por sua vez fornece uma diferença de potencial (*d.d.p*) dessa célula, mas cada eléctrodo possui o seu potencial. Deste modo a tendência que o eléctrodo apresenta em sofrer uma oxidação ou uma redução, depende do seu potencial.

B4) Onde são colocados os eléctrodos?

Os eléctrodos são colocados em dois compartimentos separados, que se vão encontrar imersos num meio iónico, com concentrações conhecidas e separados por uma membrana porosa ou uma ponte salina. As duas metades desta célula electroquímica têm por finalidade separar os dois reagentes participantes da reacção de oxidação-redução, pois se não em consequência os electrões seriam transferidos directamente do agente redutor para o agente oxidante.

Por fim os dois eléctrodos são conectados por um circuito eléctrico, que se encontra localizado fora da célula, denominado de circuito externo uma vez que é responsável por garantir o fluxo de electrões entre os eléctrodos.

B5) Quais os eléctrodos escolhidos?

Para efeito da célula que pretendemos construir os eléctrodos escolhidos foram: o Zn^{2+}/Zn e Cu^{2+}/Cu .

Para escolher os mesmos tivemos como base a seguinte tabela de potenciais padrão, que se encontra abaixo referida. Deste modo os potenciais-padrão do eléctrodo escolhidos, são $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ e $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$.

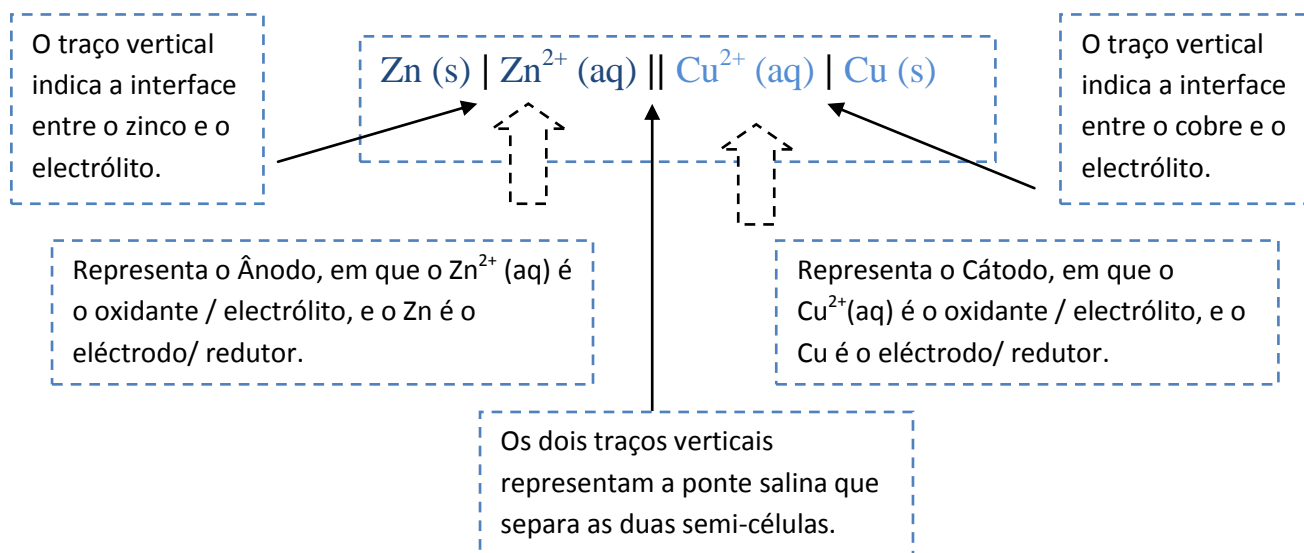
Tabela I- tabela de potenciais-padrão de eléctrodo (a 25°C)

Potencial de redução (E_{red}^0)	Estado reduzido	Estado oxidado	Potencial de oxidação (E_{oxid}^0)
-3,04	Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^-$	+3,04
-2,92	K	$\text{K}^+ + \text{e}^-$	+2,92
-2,90	Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,90
-2,89	Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,89
-2,87	Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,87
-2,71	Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^-$	+2,71
-2,37	Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	+2,37
-1,66	Al	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	+1,66
-1,18	Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^-$	+1,18
-0,83	$\text{H}_2 + 2(\text{OH})^-$	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$	+0,83
-0,76	Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,76
-0,74	Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$	+0,74
-0,48	S^{2-}	$\text{S} + 2\text{e}^-$	+0,48
-0,44	Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,44
-0,28	Co	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,28
-0,23	Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,23
-0,13	Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$	+0,13
0,00	H_2	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	0,00
+0,15	Cu^+	$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^-$	-0,15
+0,34	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,34
+0,40	$2(\text{OH})^-$	$\text{H}_2\text{O} + 1/2 \text{O}_2 + 2\text{e}^-$	-0,40
+0,52	Cu	$\text{Cu}^+ + \text{e}^-$	-0,52
+0,54	2I^-	$\text{I}_2 + 2\text{e}^-$	-0,54
+0,77	Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$	-0,77
+0,80	Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	-0,80
+0,85	Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,85
+1,09	2Br^-	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^-$	-1,09
+1,23	H_2O	$2\text{H}^+ + 1/2 \text{O}_2 + 2\text{e}^-$	-1,23
+1,36	2Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	-1,36
+2,87	2F^-	$\text{F}_2 + 2\text{e}^-$	-2,87

B6) Previsão da diferença de potencial, conhecendo os eléctrodos (condições-padrão)

O facto dos electrões e moverem de um eléctrodo para outro indica que existe uma diferença de potencial entre os dois eléctrodos. A esta diferença de potencial chama-se **força electromotriz (f.e.m.)**. Pode estar ligado a ambos os eléctrodos através de um voltímetro. A unidade da força electromotriz no S.I é o volt (V). A *f.e.m* também se pode designar por tensão de uma pilha ou potencial de uma pilha, e depende da natureza dos eléctrodos, da natureza dos iões, da concentração dos mesmos e da temperatura.

Uma célula galvânica pode ser representada, através de um diagrama de célula:



À medida que a reacção prossegue, a diferença de potencial vai diminuindo e anula-se quando a reacção atinge o equilíbrio. O valor da d.p.p. que uma determinada célula pode gerar designa-se por potencial da célula ($\Delta E_{\text{célula}}$).

Para uma célula galvânica, nas condições - padrão:

ΔE° representa o potencial-padrão (condições- padrão)

O $\Delta E^\circ_{\text{cátodo}}$ e $\Delta E^\circ_{\text{ânodo}}$ representam, respectivamente, os potenciais – padrão do cátodo e do ânodo e, como traduzem a capacidade de aceitar electrões, são de facto potenciais de redução.

$$\Delta E^\circ_{\text{célula}} = \Delta E^\circ_{\text{cátodo}} - \Delta E^\circ_{\text{ânodo}}$$

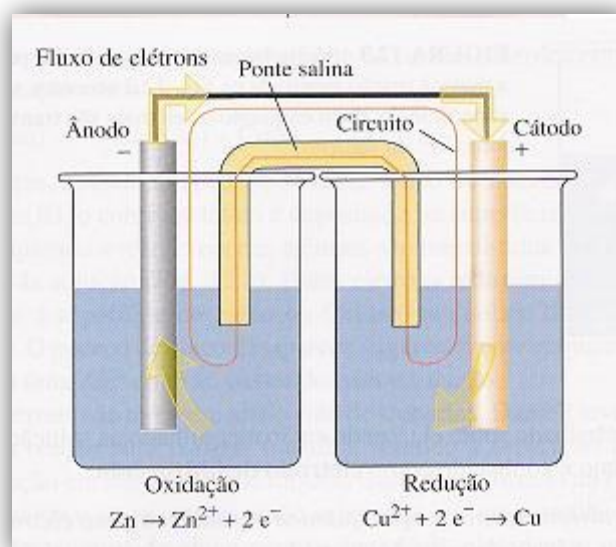


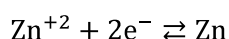
Figura 1- Esquema de uma célula electroquímica

Portanto de acordo com os eléctrodos escolhidos para a construção da pilha, os potenciais - padrão são: $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ e $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$. Deste modo a *f.m.e.* será:

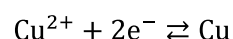
$$E^\circ_{\text{pilha}} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ V}$$

B7) Semi- equações de redução e de oxidação:

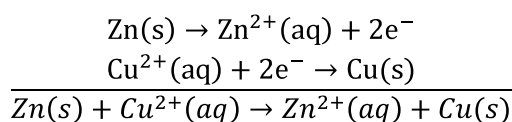
1 .Semi-equação de Oxidação



2. Semi-Equação de Redução



B8) reacção global que ocorre na célula galvânica:



C) Identificação das questões-problema;

Qual a relação entre a *f.e.m.* e a concentração dos electrólitos?

De que depende a *F.e.m*?

Quais os constituintes de uma pilha seca ou alcalina?

Será possível prever a *f.e.m.* conhecendo as concentrações dos electrólitos?

Como seleccionar os eléctrodos e os electrólitos para a construção de uma pilha?

Como converter energia química em energia eléctrica?

D) Relação dos materiais / reagentes:

- 1ª Parte (preparação das soluções – electrólitos e ponte Salina):

	Quantidade
- Gobelé de 100 ml.....	2;
- Garrafa de esguicho c/ água destilada.....	1;
-Espátula.....	2;
- Balança digital.....	1;
- Vareta de vidro.....	2;
- Balão volumétrico de 100 ml.....	2;
- Funil de vidro.....	2;
- Proveta graduada de 100 ml.....	2;

- 2ª Parte (construção da pilha):

	Quantidade
- Tudo em forma de “U” invertido (p/ construção da ponte salina)	1;
- Gobelé de 250 ml.....	2;
-Fio condutor.....	1;
-Lixa.....	1;
- Garrafa de esguicho c/ água destilada.....	1;
- Voltímetro.....	1;
- Termómetro.....	1;
- placa de aquecimento.....	1;
- algodão.....	1;
- fios condutores com crocodilos para ligar a cada eléctrodo.....	1;

Reagentes a utilizar (1ª parte):

- Sulfato de zinco (ZnSO_4) de concentração de 1 mol/dm^3 ;
- Sulfato de cobre (II) (CuSO_4), de Concentração de 1 mol/dm^3 ;
- NaCl (cloreto de Sódio, para a ponte salina).

Reagentes a utilizar (2ª Parte)

- Barra de zinco;
- Barra de Cobre;

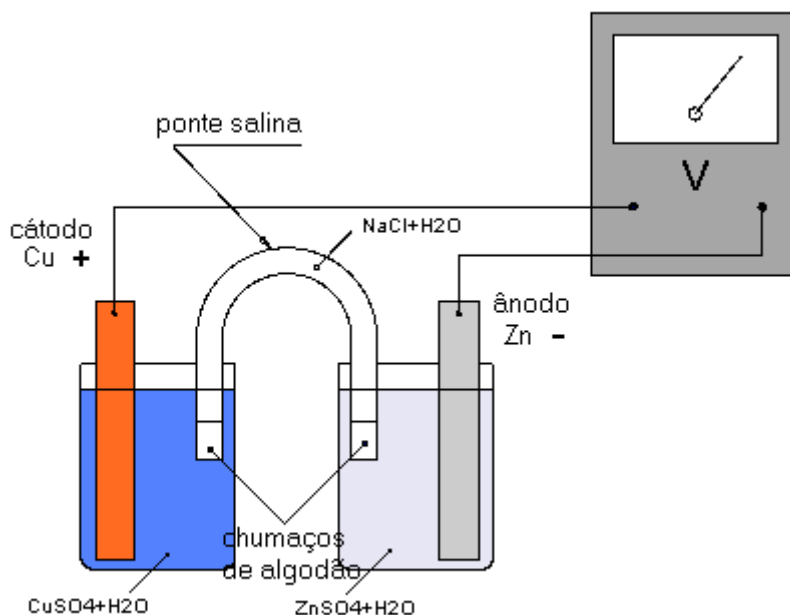


Figura 2- Esquema da montagem laboratorial

D) Procedimento Experimental

- 1ª Parte da actividade laboratorial:

1. Pesar com auxílio de uma balança digital, 15,96g de sulfato de cobre (II), CuSO_4 , para preparar 100ml da solução aquosa de CuSO_4 , de concentração de 1 mol/dm^3 ;
2. Com uma vareta de vidro dissolver todo o sal, e colocar dentro do gobelé respectivo, onde se irá colocar o eléctrodo de Cobre;
3. Pesar com auxílio de uma balança digital, 16,14g de Sulfato de Zinco, ZnSO_4 , para preparar 100 ml da solução aquosa de ZnSO_4 , de concentração de 1 mol/dm^3 ;
4. Com o auxílio de uma vareta de vidro dissolver todo o sal e, colocar dentro do respectivo gobelé, onde se irá colocar o eléctrodo de Zinco.

- 2ª Parte da actividade laboratorial (montagem experimental):

1. Limpar com uma lixa fina ou palha-de-aço a superfície dos eléctrodos de zinco e ferro para retirar as impurezas. Lavar bem com água destilada;
2. Introduzir os eléctrodos metálicos na solução do catião correspondente;
3. Utilizando um fio eléctrico com crocodilos nas extremidades unir o voltímetro aos eléctrodos;
4. Construir uma ponte salina enchendo o tubo em forma de “U” invertido, com uma solução saturada de NaCl , fechando as extremidades com um pedaço de algodão. Não deixar bolhas de ar dentro do tubo;
5. Unir os dois gobelés, contendo as soluções previamente preparadas, através da ponte salina;
6. Construir um diagrama da célula com os nomes dos eléctrodos, soluções, sinais e reacções;

- Identificar com voltímetro, o terminal positivo e negativo, ligar os terminais nos eléctrodos e anotar a tensão gerada.

- 3ª Parte da actividade laboratorial (Registo da temperatura)

O grupo decidiu aferir quanto á força electromotriz gerada pela pilha, ser influenciada pela temperatura deste modo, decidimos acrescentar esta 3ª parte do procedimento experimental:

- Repetir os passos da 1ª parte do procedimento experimental;
- Aquecer as soluções preparadas na placa de aquecimento, até atingir uma temperatura de cerca de 50° C e registar a temperatura;
- Repetir os passos da 2ª parte do procedimento experimental;

E) Regras de segurança

Para a realização desta planificação da APL1, o grupo procedeu a uma pesquisa sobre a perigosidade no manuseamento dos reagentes em estudo:



Reagente	Símbolo de aviso	Significado	Frases de risco e de segurança	Cuidados a ter	EPIS
Sulfato de Zinco (ZnSO_4)		Irritante	S-22-24/25 R 37-38 R42-43	Não respirar poeiras, evitar contacto com a pele e com os olhos Irritante para a pele, irritante para os olhos	Bata Luvas Óculos Máscara
Sulfato de Ferro III ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$)		Nocivo	R-22-36/38 S22	Tóxico em contacto com a pele, e para as vias respiratórias	Bata Luvas Máscara

Tabela II- cuidados a ter no manuseamento dos reagentes utilizados na construção da pilha