

Por exemplo, a reação simbolizada ou  $\text{Cu} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Zn}$  implica no diagrama:  $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+} | \text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$ .

Da mesma forma, o diagrama:  $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} | \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$  corresponderá à reação simbolizada por  $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ .

O potencial de eletrodo de uma meia-célula é definido como a força eletromotriz de uma célula onde o eletrodo da esquerda é o eletrodo padrão de hidrogênio e o da direita é o eletrodo em questão.

Por exemplo, para o eletrodo de zinco o diagrama fica:  $\text{Pt} | \text{H}_2 | \text{H}^+ | \text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$ , que corresponde à reação simbolizada por  $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Zn} + 2\text{H}^+$ . No estado padrão, a força eletromotriz dessa célula apresenta o valor 0,763 V. Portanto o potencial de eletrodo do zinco será -0,763 V.

## AGRADECIMENTOS

Agradeço ao "anônimo assessor de QN" pelas sugestões apresentadas bem como pelo incentivo.

## REFERÊNCIAS

- 1 Peixoto, Eduardo M.A. *Química Nova*, 4 (1): 30, 1981.
- 2 Collins, Carol H. et alli. *Química Nova*, 5 (4): 115-18, 1982.
- 3 Alencastro, R. Bicca de. *Química Nova*, 5 (3): 67-104, 1982.
- 4 Ferreira, Ana M. da C. et alli. *Química Nova*, 7 (1): 9-15, 1984.
- 5 Alencastro, R. Bicca de e Wircker Laura F. *Química Nova*, 7 (3): 150-67, 1984.
- 6 McGlashan, M.L. Manual of Symbols and Terminology for Physicochemical Quantities and Units. *Pure Appl. Chem.*, 51: 1-41, 1979.
- 7 Laidler, Keith J. Symbolism and Terminology in Chemical Kinetics. *Pure Appl. Chem.*, 53: 753-71, 1981.
- 8 Cox, J.D. Notation for States and Processes, Significance of the word Standard in Chemical Thermodynamics, and Remarks on Commonly Tabulated Forms of Thermodynamic Functions. *Pure Appl. Chem.*, 54: 1239-50, 1982.
- 9 Maas, A.H. et alli. Physicochemical Quantities and Units in Clinical Chemistry with Special Emphasis on Activities and Activity Coefficients. *Pure Appl. Chem.*, 56: 567-94, 1984.
- 10 Instituto Nacional de Pesos e Medidas. *Sistema Internacional de Unidades*. Rio de Janeiro, I.N.P.M., 1971, 50 p.
- 11 West, T.S. Recommendations on the Usage of the Terms "Equivalent" and "Normal". *Pure Appl. Chem.*, 50: 325-38, 1978.
- 12 Chatt, J. Recommendations for the Naming of Elements of Atomic Numbers Greater than 100. *Pure Appl. Chem.*, 51: 381-84, 1979.
- 13 Commission on the Nomenclature of Inorganic Chemistry of the International Union of Pure and Applied Chemistry. Nomenclature of Inorganic Chemistry. *Pure Appl. Chem.*, 28: 1-103, 1971.
- 14 Loening, K.L. Recommended Format for the Periodic Table of the Elements. *J. Chem. Ed.*, 61: 136, 1984.
- 15 Group Notation Revised in Periodic Table. *Chem. Eng. News*, 63 (5): 26-7, 1985.

## EDUCAÇÃO

### EXERCÍCIOS DE ELETROQUÍMICA ATRAVÉS DA OPERAÇÃO PRÉVIA E DOS ASPECTOS QUALITATIVOS: DESCRIÇÃO E CONSIDERAÇÕES SOBRE OS RESULTADOS DA APLICAÇÃO

Dácio Rodney Hartwig

Departamento de Tecnologia Educacional – Universidade Federal de São Carlos  
C. Postal 676; 13.560 – São Carlos (SP)

## INTRODUÇÃO

Com muita frequência os alunos resolvem exercícios, principalmente em Físico-Química, utilizando-se de fórmulas matemáticas já em seu estado final, sem que sejam acompanhadas das relações conceituais entre as variáveis que as determinam. Por outro lado, é também comum a resolução de exercícios envolvendo conceitos e princípios fundamentais mas cujos significados acabam sendo reprimidos face à excessiva ênfase na manipulação algébrica.

Em ambos os casos se produz no aluno a supressão de conhecimentos que, entretanto, podem ser tornados visíveis quando se considera o desenvolvimento teórico de um texto e exercícios especialmente elaborados de modo a salientar as duas situações.

A importância e maiores considerações sobre isso já destacamos em trabalhos anteriores<sup>1,3</sup> onde procuramos mostrar a necessidade de pelo menos dois componentes no ensino da Química: a) operação prévia dos fatores isolados e relacionados que determinam uma generalização (fórmula, definição, regra, etc.).

b) aspecto qualitativo (o raciocínio lógico isento numa 1ª fase das expressões matemáticas) precedendo ou acompanhando o aspecto quantitativo (as equações já elaboradas em sua forma final).

Desse modo elaboramos e aplicamos um texto didático de eletroquímica onde estavam presentes tais características, incluindo aí os exercícios. Destes, uma parcela foi extraída de exames vestibulares, conforme se encontram disponíveis nos livros a nível de ensino do 2º grau. Outra, foi extraída de nosso arquivo envolvendo esses exames. Livros do básico universitário também serviram de fonte para a seleção dos exercícios. Outra parcela foi adaptada para se harmonizar à metodologia do texto e, a última, foi anteriormente por nós elaborada, uma vez que grande parte dos exercícios existentes em muito se distanciavam da proposta metodológica do texto. Quanto ao aspecto do vestibular não será aqui discutido, pois merece uma discussão à parte.

As considerações dos resultados referem-se apenas aquelas extraídas da correção dos exercícios. Não consideraremos os aspectos mais especificamente relacionados ao desenvolvimento teórico do texto. Este foi aplicado nas turmas B e C do 3º ano colegial, possuindo respectivamente, 36 e 34 alunos.

## RESULTADOS

Embora a maioria dos exercícios tivesse um índice de acerto elevado, outros, porém, sem serem necessariamente os mais complexos, ofereceram grandes dificuldades aos alunos. Teceremos considerações sobre os dois casos.

Vejamos, então, alguns exercícios envolvendo principalmente o componente *a*, que tiveram baixo índice de acerto (anexo 1).

### Considerações sobre os exercícios que apresentaram maior índice de erro

**Exercício 1b** – O erro mais freqüente foi somar a resposta para la (32,5g) com a massa atômica do cobre (64g/mol).

Essa soma pode estar relacionada ao seguinte fator: o aluno tem conhecimento de que o eletrodo de zinco perde massa com o funcionamento da pilha e isso é reforçado por uma ilustração contida no texto. Uma vez que nesta é mostrado que quando o zinco perde 3 átomos, ao cobre são aderidos também 3 átomos (porém desse mesmo metal e proveniente da solução), é provável que isso tenha passado despercebido e o aluno tenha relacionado que os átomos perdidos pelo zinco foram transferidos ao cobre, fato esse que explicaria as respostas erradas do exercício 1b. Isso, entretanto, não explica o segundo termo da soma (massa despreendida do Zn (32,5g) + massa atômica do cobre (64g/mol). Uma possível explicação seria o falso raciocínio de que 64 (dado em gramas pela maioria dos alunos) seria a massa inicial do eletrodo de cobre.

Assim, a referida soma seria constituída pela massa transferida de zinco mais a massa do eletrodo de cobre antes de iniciar o funcionamento da pilha.

Embora tais tentativas de explicação possam não ser rigorosamente corretas, elas foram submetidas à apreciação de 2 professores do curso colegial e de um professor especialista em eletroquímica, havendo uma concordância em seu caráter geral. Essa concordância entretanto, deveria ter sido confrontada com entrevistas aos alunos, o que pela exiguidade do tempo e condições impostas, não foi possível. Salientamos também que a maioria dos alunos que erraram esse exercício e o seguinte (2b), colocavam a equação química respectiva, corretamente. Isso é um indício de que a falha não é propriamente na ênfase da equação química mas, sim na visualização do ganho e perda de massa pelos eletrodos.

**Exercício 2b** – Esse exercício possui características semelhantes ao anterior, onde destacamos dois erros que surgiram com maior freqüência:

- soma da resposta do item *a* ( $8,6 \times 10^{22}$  átomos) com o número de Avogadro.
- resposta com o mesmo número de átomos do item *a*.

Em relação ao primeiro erro, os indícios parecem confirmar a permanência da noção errada de que houve *transferência* de átomos de estanho ao eletrodo de prata. A segunda parcela (número de Avogadro) da referida soma indicaria que o número inicial de átomos do eletrodo de prata é  $6,02 \times 10^{23}$ .

No segundo caso, o aluno provavelmente não considerou que, para cada átomo de estanho despreendido do respectivo eletrodo, são depositados no outro eletrodo dois átomos de prata, sendo a proporção de 2 átomos para 1 e não 1 para 1, conforme considerado pelos alunos.

**Exercício 3** – Para as duas turmas, esse exercício apresentou enorme dificuldade, conforme se verifica na tabela 1. A resposta de maior freqüência pode ser assim expressa:

O potencial de oxidação irá diminuir, pois a concentração da solução irá aumentar”.

Embora a frase em si seja verdadeira, não é a resposta correta do exercício. Nesse caso, há indício de que o aluno confundiu o fato de acrescentar “um pouco dessa mesma solução” com acrescentar um pouco de Cu SO<sub>4</sub> puro, ou seja, o aluno interpretou que acrescentar a mesma solução significaria aumentar a concentração da solução. Isso pode ser inferido pela explicação fornecida por alguns alunos:

“O potencial de oxidação irá diminuir, pois haverá mais íons Cu<sup>++</sup> colidindo com o eletrodo de cobre, retirando mais elétrons. Essa afirmativa não é verdadeira no âmbito do exercício, uma vez que o número de íons Cu<sup>++</sup> por unidade de volume continua sendo o mesmo após a introdução da solução.

É muito provável que a explicação dada por tais alunos tenha se originado na exposição teórica do texto. Aí se explica a variação do potencial de oxidação com o aumento

**Resultado do rendimento nos exercícios com menor índice de acerto**

Número do exercício	Rendimento (%)		
	3ºB	3ºC	Total
1a	97	60	78,5
1b	97	13	55
2a	91	54	70
2b	91	6	48,5
3	3,0	0	1,5
4	85	17	51
5	98	45	71,5
6	88	30	59
7	81	43	62

ou diminuição da concentração da solução, mas nada se diz sobre a situação do exercício 3, ou seja, a permanência da concentração. Embora a resposta do exercício possa ser considerada "evidente", os dados mostram o oposto. Acreditamos que, nesse caso, o elevado índice de erros não é consequência da exposição teórica, mas sim da ausência de requisitos referentes ao tema concentração das soluções, pois os alunos parecem desconhecer que, ao se colocar uma solução em outra de igual concentração, esta permanece constante. Assim, não haveria necessidade de reformulação, pois torna-se impraticável a elaboração de um texto didático considerando-se todos os requisitos indispensáveis. Estes devem já ser de domínio do aluno quando se entra em novo assunto, desde que os anteriores já tenham sido integralmente compreendidos.

**Exercício 4** – Apenas a turma do 3º C mostrou ter dificuldade na resolução desse exercício. Não foi possível encontrar erros que pudessem ser classificados de comuns ou que ocorreram com maior frequência, havendo respostas das mais diversas, como as apresentadas abaixo:

- "O potencial não vai se alterar, porque não há transferência de elétrons, a prata continua sendo  $Ag^+$ ".
- "Diminui por causa do aumento da  $Ag^+$ , pois nos produtos não havia um mol de  $Ag^+$ ".
- Diminuirá o potencial de oxidação, porque aumenta a concentração total da solução com o acréscimo de  $Na_2S$ ".
- "Colocando-se o  $Na_2S$  na solução de  $AgNO_3$ , estaremos aumentando o volume desta solução, isto é, diminuindo a  $Ag$ , ocasionando, assim, o aumento do potencial de oxidação".

A grande variedade de respostas pode ser explicada, uma vez que o exercício envolve um maior número de requisitos e estes, não sendo conceitualmente corretos, irão se propagar de forma incorreta e variável, pois cada aluno possui os conceitos anteriores em diversos graus de exatidão e extensão.

Os exercícios seguintes referem-se às leis da eletrólise.

A primeira delas se encontra desenvolvida em trabalho anterior<sup>5</sup>. As outras duas seguem um procedimento semelhante, as quais poderemos fornecer cópias aos interessados, uma vez que se encontram publicados restritamente.

A principal característica no desenvolvimento dessas leis diz respeito a um elevado número de conceitos que são simultaneamente relacionados nos aspectos químico e matemático até culminar com a conclusão desejada.

O relacionamento de conceitos químicos parece ser a principal dificuldade, uma vez que as únicas operações matemáticas exigidas referem-se a razões e proporções, assuntos estes já de conhecimento dos alunos a partir do ensino do 1º grau.

Assim, foi comum encontrar questões que, embora corretas em termos algébricos, são erradas em conceitos químicos.

Alguns alunos resolviam os exercícios através das fórmulas e outros não. No primeiro caso, os erros foram menores, uma vez que não é necessário o relacionamento de conceitos, podendo ficar suprimido conforme já descrito em trabalho anterior<sup>6</sup>.

Dessa forma, nas resoluções apresentadas sem o uso de fórmulas, percebe-se claramente a lacuna na aquisição do relacionamento de conceitos químicos, conforme mostram alguns exemplos:

**Exercício 5** – O procedimento geral na resolução desse exercício foi calcular o número de elétrons em 4 segundos e, a seguir relacioná-lo com a massa atômica do níquel e do número de Avogadro, através de uma regra de três:

$$\text{"Nº de } e^- \text{ em } 4S = 3,01 \times 10^{22} \times 4 = 12,04 \times 10^{22}$$

$$59 \text{ _____ } 6,02 \times 10^{23}$$

$$Y \text{ _____ } 12,04 \times 10^{22} \quad Y = 11,8 \text{ g"}$$

Essa foi a resposta fornecida por grande parte dos alunos do 3º Colegial C. Obtido esse valor, é necessário dividi-lo por 2, pois cada átomo de níquel exige 2 elétrons. Percebe-se, portanto, que não houve esse relacionamento.

**Exercício 6** – As resoluções erradas mais comuns apresentam o estabelecimento de uma proporcionalidade direta entre a massa de ferro e o número de elétrons necessários para a redução dos íons  $Fe(II)$  e  $Fe(III)$  a  $Fe^0$ .

$$\text{"} 28g \text{ _____ } 2e^- \quad X = \frac{28.3}{2} = 42 \text{ g"} \\ \text{x _____ } 3e^-$$

Na realidade, tais grandezas são inversamente proporcionais, obtendo-se o valor 18,6g, que é a resposta correta.

Os respectivos alunos, portanto, não relacionam o fato de que com quantidades iguais de elétrons obtem-se, na eletrólise, menor massa do mesmo elemento afetado de seu maior número de oxidação. Isso vem a confirmar que situações envolvendo a aplicação de proporcionalidade inversa oferece mais dificuldade conforme é destacado no trabalho de Inhelder e Piaget<sup>7</sup>.

Exercício 7 — Os erros mais freqüentes foram:

- ausência do estabelecimento de relações dos fatores envolvidos.
- presença das relações, porém, incorretas.
- relações corretas, sem entretanto, encontrar a expressão geral de M.

Exemplo:

- não se relacionava  $x$  com o número de oxidação do metal e a carga do elétron para se obter a carga total.
- multiplicava-se o  $n^\circ$  de Advogado pela carga do elétron fornecendo-se este valor como a carga total.
- muitos alunos encontraram, entre outras, a expressão

$$M = \frac{X \cdot Y}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ sem entretanto, exprimir corretamente, } x \text{ em função dos outros fatores.}$$

Dos alunos que encontraram a expressão correta de M, nenhum se referiu ao equivalente eletroquímico. Isso não é surpresa pois, na realidade ele não é necessário. Entretanto, para introduzi-lo a partir da expressão de M, torna-se uma passagem lógica e compreensível, quando comparado a sua introdução imediata (bem como a própria fórmula de M) conforme normalmente é encontrado nos livros didáticos.

Embora se possa pensar que trata-se de um exercício muito teórico ele na verdade é o problema gerador da equação fundamental da eletrólise. Esta, bem como qualquer outra, deve ser encontrada a partir do problema que a origina. Se apenas esse procedimento fosse adotado, as dificuldades de aprendizagem seriam reduzidas substancialmente, tanto no ensino de 2º como 3º grau.

Se por um lado o componente  $a$  mostrou ser eficiente em vista de apenas 7 exercícios oferecerem dificuldades, o componente  $b$ , constitui, também, um recurso dos mais úteis. Alguns dos exercícios estão no anexo 2.

O que se deseja verificar nesses exercícios é se o desenvolvimento teórico correspondente permite ao aluno raciocinar corretamente sobre o efeito da concentração no valor de  $\Delta E$  de uma pilha, sem que se apresente a equação de Nernst,  $\Delta E = \Delta E^0 = \frac{0,059}{N} \log \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$  ou o princípio de Le Chatelier, que, mesmo tendo um caráter qualitativo, possibilita memorizar sem compreender.

São comuns, nesses exercícios, resoluções através da equação de Nernst, fazendo-se uma análise algébrica descrita em trabalho já citado<sup>6</sup>.

Isso entretanto, não ocorre com as resoluções apresentadas pelos alunos nos exercícios de 1 a 4 nos quais se observa a ocorrência do componente  $b$  manifestada nos exemplos abaixo:

1) “Na primeira pilha ( $\text{Cu} | \text{Cu}^{++} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}$ ), ao acrescentarmos água ao eletrodo de cobre, vai ocorrer uma diminuição na sua concentração e o aumento do potencial de oxidação, aumentando então o ddp dessa pilha. Com o aumento da ddp, vai aumentar o fornecimento de elé-

trons, aumentando a produção de corrente elétrica da pilha.

Na segunda pilha ( $\text{Zn} | \text{Zn}^{++} || \text{Cu}^{++} | \text{Cu}$ ), ao acrescentarmos água no eletrodo de cobre, vai diminuir sua concentração. Com isso, o cobre vai ficar saturado de elétrons impedindo a chegada dos elétrons do Zn, diminuindo o fluxo de elétrons o que provoca a diminuição da ddp da pilha e da corrente elétrica”.

2) “Diminuindo a quantidade dos íons  $\text{Ag}^+$ , pois a precipitação leva-os para o fundo, diminui a concentração de  $\text{Ag}^+$ , retirando menos elétrons e, portanto, haverá acúmulo de elétrons no metal, dificultando a chegada dos elétrons do Pb. Assim, diminui o fluxo de elétrons e a ddp diminui”.

3) “a) Neste caso, deverá ocorrer uma diminuição da concentração dos íons no Ni. Pois, com isso, aumentará o fluxo de elétrons, obtendo-se, assim, o aumento da ddp da pilha. b) Neste caso, deverá também ocorrer uma diminuição na concentração dos íons Sn. Isto porque haverá menos íons de Sn, que irá retirar menos elétrons do metal que ficarão acumulados, impedindo de chegarem elétrons do Ni, diminuindo o fluxo de elétrons. Assim, obtém-se a diminuição da ddp da pilha”.

4) “A ddp aumentará, porque o aumento de íons  $\text{Cu}^{++}$  faz aumentar o fluxo de elétrons para neutralizá-los”.

O uso de termos como “ficar saturado de elétrons”, “acúmulo de elétrons”, e “ficarão acumulados”, poderia nos induzir que não há compreensão da simultaneidade dos fenômenos ocorrendo na pilha. Assim, por exemplo, “ficar saturado de elétrons”, indicaria, que a conseqüente diminuição do potencial de redução do eletrodo de cobre não seria simultaneamente e, na mesma intensidade, acompanhada pela também diminuição da força eletro-motriz da pilha.

Se tal fato ocorreu isso somente poderia ser verificado através de entrevistas, o que como já dissemos, não foi possível. Entretanto, mesmo supondo tal ocorrência esse erro conceitual pode ser eliminado com uma visualização adequada do fenômeno. Desse modo a abordagem continua sendo válida pois, percebe-se pelas explicações dos alunos, que existe um relacionamento de significado entre os conceitos, propagando-se até a resposta final, sem que se recorra à equação de Nernst, pois esta não foi, em momento algum, apresentada.

Uma outra série de exercícios (Anexo 3) foram agrupados por ter a característica comum de apresentarem dificuldades referentes a diferenciação entre os conceitos oxidante e redutor.

O primeiro exercício foi classificado em 3 procedimentos de resolução. Na primeira, o aluno manipula apenas os valores da tabela, sem utilizar as semi reações somando-os para obter a reação total. Na segunda já comparece essa utilização e, a última, o aluno substitui, os termos potencial de oxidação e de redução pelos seus respectivos significados. Neste último caso o índice de erros foi significativamente menor. Porque? Aí está envolvido o compo-

nente b. Neste o pensamento do aluno se volta para o raciocínio lógico do fenômeno envolvido. Ele consegue atribuir aos valores dos potenciais o seu real sentido. Nos dois primeiros procedimentos, essa consciência é menor provocando maior porcentagem de erros.

As respostas erradas apresentavam, geralmente, confusão entre os termos oxidante e redutor e os acompanhantes com maior ou menor oxidar, reduzir, melhor, etc. tomando-os um pelo outro. Assim, o termo oxidar no exercício 1 era, muitas vezes, interpretado como, reagir o  $\text{Br}^-$  com a espécie tendo um potencial de redução menor que o de  $\text{Br}^-$ . Foram freqüentes as respostas com  $\text{Ni}^{++}$  e  $\text{H}^+$ .

Os métodos mnemônicos frequentemente utilizados para estabelecer a diferença entre aqueles termos, terão pouco ou nenhum efeito positivo, quando se recorre a exercícios padronizados. O significado, entretanto, uma vez corretamente adquirido pelo aluno, se aplica em qualquer situação.

No exercício seguinte nota-se que de nada adiantaria ao estudante consultar a tabela dos potenciais, pois o metal M não é conhecido. Assim, passa a ser necessário, raciocinar através das informações dadas para decidir quem é o redutor e o oxidante.

Dos alunos que usaram o 1º e 2º procedimento no exercício nº 1, alguns perguntaram se o valor do potencial do metal M não seria fornecido. Outros não relacionavam as informações "aparece cobre e a solução passa a conter sulfato do metal M" com o conceito de oxidante.

Os outros erros são muito esparsos e envolvem apenas casos particulares, não sendo possível uma categorização. Por outro lado, entre os alunos que encaminharam o 3º procedimento do exercício 1, notou-se um índice de acerto expressivamente maior (quase o dobro). Novamente está presente aqui, o componente b. Das respostas corretas a maioria delas continham um esboço da figura do metal M imerso na solução com os íons  $\text{Cu}^{++}$  e  $\text{SO}_4^-$ . Escolhemos uma aleatoriamente, que é apresentada a seguir:

"Para aparecer cobre é porque o metal M forneceu elétrons aos íons  $\text{Cu}^{++}$ . Os elétrons perdidos pelo metal M desfazem a ligação entre seus átomos e estes então, despreendem-se do bloco, dirigindo-se à solução. Aí chegando encontra o íon  $\text{SO}_4^-$  produzindo  $\text{MSO}_4$ . Os íons  $\text{Cu}^{++}$  da solução recebendo os elétrons de M, forma o cobre que apareceu. Portanto, M fornece elétrons aos íons cobre e é o redutor e estes íons recebendo elétrons é o oxidante. Portanto,  $\text{Cu}^{++}$  é mais oxidante que  $\text{M}^{+++}$ ". As respostas corretas estavam em sua maioria próxima do texto teórico, em suas diversas unidades. As respostas do exercício 3 podem ser também, classificadas como no caso do nº 1. Face a grande semelhança deixamos de fazer outras considerações.

## CONCLUSÃO

O principal objetivo deste trabalho foi realizar um estudo geral exploratório sobre as respostas dos alunos aos exercícios, contidos no texto de eletroquímica. A característica principal deste, refere-se aos dois componentes citados inicialmente.

Diante das respostas percebe-se a necessidade de se reformular os trechos correspondentes para atingir também os alunos do 3º C.

A grande diferença existente no rendimento entre as duas turmas (tabela 1) não pode ser atribuída somente à metodologia do texto, pois conforme informações coletadas da própria escola, essa diferença existe a favor do 3º B em todas as disciplinas.

Esse estudo nos revela, também, indícios de que a elaboração de um texto, (e por extensão de qualquer material didático) deve ser fundamentada, no raciocínio do aluno e não de quem o elabora. Essa necessidade foi apontada anteriormente por Johnstone, Morrison e Sharpe<sup>6</sup> pois, os cursos tem sido planejados intuitivamente sem considerar aspectos próprios dos alunos.

Embora os resultados da tabela 1 mostrem que o rendimento para uma das turmas foi satisfatório, é nosso propósito justamente descrever as respostas aos exercícios que ofereceram maior dificuldade. Isso permite obter elementos sobre os tipos de erros mais freqüentemente cometidos e a partir daí, considerar esses tipos na reformulação teórica respectiva.

A existência desses erros não deve ser atribuída à metodologia do texto como um todo, pois, de um total de 108 exercícios, somente em 7 houve tal ocorrência (deixamos de acrescentar um exercício que por falha na elaboração não foi considerado).

Por motivos alheios a nossa vontade o método de aplicação do material não pode ser considerado de forma rigorosa, pois, devido as dificuldades institucionais encontradas, tivemos que nos adaptar às condições existentes a fim de interferir o mínimo possível no andamento normal das aulas. As classes do 3º Colegial B e C não foram escolhidas aleatoriamente, mas eram as únicas disponíveis e onde encontramos maior receptividade por parte da professora e da diretora da escola.

Os resultados gerais obtidos parecem indicar a viabilidade do método utilizado, mas conforme já dissemos a aplicação do material não pode ser considerada rigorosa. Assim, outros assuntos além de eletroquímica deveriam ser testados tanto a nível de 2º como 3º grau, abrindo-se perspectiva para trabalhos futuros.

## AGRADECIMENTOS

Agradecemos a Professora Ana Maria Passoni pela enorme colaboração durante a aplicação do texto, sem a qual não teria sido possível a execução deste trabalho. Agradecemos também a Professora Lederci Gigante de Oliveira, na época Diretora da Escola onde ocorreu a aplicação do texto, pela pronta e receptiva permissão no desenvolvimento do trabalho. Da mesma forma somos gratos ao Professor Doutor Romeu C. Rocha Filho pelas discussões, sugestões e apoio durante a redação do texto de eletroquímica, além da leitura e comentários deste original.

## ANEXO 1 – EXERCÍCIOS COM MAIORES ÍNDICES DE ERROS – UTILIZAÇÃO DO COMPONENTE a.

1) Sabendo-se que a pilha



Houve um desprendimento de  $3,01 \times 10^{23}$  átomos do eletrodo de zinco, calcule:

- A diminuição de massa sofrida por esse eletrodo.
- O aumento de massa correspondente ao eletrodo de cobre.

2) Após um certo tempo de funcionamento, verificou-se que o ânodo da pilha  $\text{Sn} \mid \text{Sn}^{++} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$  sofreu diminuição de massa igual a 17g:

- Quantos átomos de Sn desprendem-se do eletrodo?
- Quantos átomos depositaram-se no eletrodo de prata?

3) Em uma solução diluída de  $\text{CuSO}_4$ , contendo um eletrodo de cobre, acrescenta-se um pouco dessa mesma solução. O que acontecerá ao potencial de oxidação desse metal?

4) A uma solução de  $\text{AgNO}_3$  contendo um eletrodo de prata, acrescenta-se uma solução de  $\text{Na}_2\text{S}$ , a fim de precipitar o  $\text{Ag}_2\text{S}$ . A reação é:



O que acontecerá com o valor do potencial de oxidação? Explique.

5) Sabendo-se que em uma célula eletrolítica passam  $3,01 \times 10^{22}$  elétrons por segundo, qual será a massa de níquel produzida em 4 segundos?

6) Uma eletrólise do  $\text{FeCl}_2$  (cloreto ferroso) forneceu 28g de ferro metálico. Quantas gramas de ferro pode ser obtido a partir da eletrólise de  $\text{FeCl}_3$  (cloreto férrico) com o mesmo número de elétrons que o caso anterior?

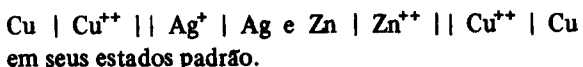
7) Durante uma eletrólise sabe-se que:

- O cátion de um metal tem carga z.
- Um número X desses cátions foram neutralizados.

Sendo dados, massa atômica do metal = Y, carga do elétron =  $1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$  e  $n^\circ$  de Avogadro =  $6,02 \times 10^{23}$ , calcule a massa M para um metal qualquer depositado.

## ANEXO 2 – ALGUNS DOS EXERCÍCIOS PROPOSTOS PARA A UTILIZAÇÃO DO COMPONENTE b.

1) Sejam as pilhas



Acrescentando-se água nas soluções envolvendo os dois eletrodos de cobre, que variação correrá na d.d.p. de cada pilha?

Explique.

2) Dada a pilha  $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{++} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$  no estado padrão, adiciona-se uma solução 2M de sulfato de sódio ( $\text{Na}_2\text{S}$ ), à semi-pilha que contém cátions  $\text{Ag}^+$ . Isso faz precipitar o  $\text{Ag}_2\text{S}$ .

O que acontecerá com o valor da d.d.p. da pilha?

3) Conservando os mesmos eletrodos da pilha  $\text{Ni} \mid \text{Ni}^{++} \parallel \text{Sn}^{++} \parallel \text{Sn}$ , como deverá ser a variação da concentração dos íons:

- $\text{Ni}^{++}$  para se obter um aumento da d.d.p. da pilha?
- $\text{Sn}^{++}$  para obter uma diminuição da d.d.p. da pilha?

4) No estado padrão, o valor da d.d.p. na pilha formada pelos eletrodos de zinco e cobre, é 1.1V.

Colocando-se sulfato de cobre na respectiva solução, o que ocorrerá com o valor da d.d.p.?

## ANEXO 3 – ALGUNS DOS EXERCÍCIOS ENVOLVENDO O CONCEITO OXIDANTE – REDUTOR

1) Quais das substâncias abaixo tendem a oxidar o íon brometo, (Br):

- |                            |                     |
|----------------------------|---------------------|
| a) $\text{Cl}_2(\text{g})$ | b) $\text{H}^+$     |
| c) $\text{Ni}^{++}$        | d) $\text{MnO}_4^-$ |

Explique, usando a tabela dos potenciais de óxido-redução.

2) Um bloco de certo metal M é colocado numa solução de sulfato de cobre. Nota-se que ocorre uma reação de deslocamento, isto é, aparece cobre e a solução passa a conter sulfato do metal M. Qual a espécie química é a mais oxidante?

3) Usando a tabela dos potenciais de óxido-redução, identifique um agente redutor que possa transformar:

- |                           |                        |
|---------------------------|------------------------|
| a) $\text{Fe}^{++}$ em Fe | b) $\text{Ag}^+$ em Ag |
| c) $\text{Mn}^{++}$ a Mn  |                        |

## REFERÊNCIAS

- Hartwig, D.R. – *Química Nova*. 1984, 7, 36-46.
- Hartwig, D.R. – *Anais do Simpósio de Ensino de Ciências Experimentais* – IBECC, São Paulo, 26 a 28/01/82, p. 281-5.
- Hartwig, D.R. e Folgueras, Domingues – 1º Encontro Nacional de Ensino de Química da SBQ. Campinas. 07 a 09/07/82, p. 72.

- <sup>4</sup> Hartwig, D.R. *Eletroquímica*, publicação interna – UFSCar, 123, p., 03/81.  
<sup>5</sup> Ref. 1, p. 41.  
<sup>6</sup> Ref. 1, p. 45.  
<sup>7</sup> Inhelder, B. e Piaget, J. *Da lógica da criança à lógica*

*do adolescente*, São Paulo, Ed. Pioneira, 1976, p. 151-168.

- <sup>8</sup> Ref. 3.

<sup>9</sup> Gower, D.M. Daniels, D.T. e Lloyd, G. *Sch. Sci. Rev.* 1977, 58, 658.

## EDUCAÇÃO

### ENSINO DE QUÍMICA GERAL NA UNIVERSIDADE: RELATO DE UMA EXPERIÊNCIA PARA DEFINIÇÃO DE OBJETIVOS DE ENSINO<sup>1</sup>

Roberto R. da Silva\*, Silvio P. Botomé\*\* e Deisy G. de Souza\*\*\*

\**Dep. de Química* – \*\**Dep. de Tecnologia Educacional* – \*\*\**Dep. de Fundamentos Científicos e Filosóficos da Educação*  
C. Postal 676; 13.150 – São Carlos (SP)

#### 1. ORIGEM DO TRABALHO

A expressão Química Geral parece ter sido introduzida na comunidade universitária em 1947 quando Linus Pauling publicou a 1ª edição de seu livro "General Chemistry". O aparecimento deste livro suscitou no mundo químico o mais vivo interesse, visto tratar-se de uma obra que não se encaixava nos moldes clássicos, iniciando uma nova pauta na metodologia química. Logo após seu aparecimento, a edição norte-americana foi imediatamente traduzida para o espanhol, francês, italiano e alemão.

A característica principal dessa obra residia no fato de que a parte destinada à química descritiva foi sensivelmente reduzida, com a introdução de novos princípios teóricos unificadores que permitissem aos estudantes fazer uma generalização de maneira mais sensível, direta e lógica. Essa preocupação do autor parece ter se difundido nestas últimas décadas, sendo que os princípios teóricos passaram a constituir-se a essência dos novos livros que foram surgindo. À medida que esses livros (geralmente de origem norte-americana) foram sendo absorvidos pelo nosso sistema educacional, os programas das disciplinas passaram a refletir as informações contidas ("os conteúdos") nesses livros.

Assim, as disciplinas de Química Geral dedicam maior parte de suas atividades à discussão de modelos teóricos, como consequência dos livros existentes no mercado. Um exemplo desta situação pode ser ilustrado pelo Parecer nº 1.687/74 do CFE, onde o programa da disciplina Química Geral contém os seguintes tópicos:

"Conceitos gerais necessários à compreensão dos fenômenos químicos, tais como termodinâmica, cinética, equilíbrio, ácidos e bases; e mecânica quântica aplicada ao estudo de estrutura dos sistemas químicos".

Apesar dos pareceres e dos livros existentes, de uma maneira geral pode-se afirmar que as funções que a Química Geral deve ter em um curso universitário não são muito claras ou explícitas para a maioria dos docentes universitários. Alguns defendem que ela deveria conter tópicos de Química Orgânica, de Química Inorgânica, de Físico-Química, de Química Analítica e de Bioquímica. Outros enfatizam que ela seria mais útil se discutisse aspectos sobre pesticidas, cosméticos, produtos de limpeza, crise energética... (um tipo de química para o consumidor). Uma terceira corrente preconiza que a Química Geral deve ser uma revisão da Química do 2º grau de modo a homogeneizar o repertório de todos os alunos. Um quarto grupo de docentes acha que deveria existir uma química geral para cada tipo de profissional ou seja, uma química geral para biólogos, outra para matemáticos, outra para engenheiros, etc. . .

Esta multiplicidade de opiniões ou de decisões sobre o que fazer refletiu-se, particularmente, na Universidade Federal de São Carlos, a partir de 1977, quando novos cursos foram criados (tais como Enfermagem, Engenharia de Produção, Materiais, Engenharia de Produção Química, etc.) nessa Universidade.

Naquela ocasião o Departamento de Química (DQ) passou a oferecer disciplinas específicas para alguns cursos. Isto resultou numa grande multiplicidade de disciplinas numa mesma área, sendo que, na maioria das vezes, o número de alunos por turma era pequeno.

Com o objetivo de evitar a sobrecarga docente (relação pequena aluno/professor e um desdobramento ainda maior de disciplinas), com a criação de novos cursos, o Departamento de Química designou um grupo de trabalho que promoveu discussões com as Coordenações dos Cursos para os quais o DQ oferecia disciplinas, no sentido de evitar-se a multiplicidade de tais disciplinas.

Nessas discussões os seguintes aspectos foram examinados: 1) A legislação a ser atendida (currículos mínimos) para cada curso que o Departamento oferecesse disciplinas, 2) Os objetivos gerais de cada curso a ser atendido, 3) Os "conteúdos" a serem ensinados em cada disciplina.

<sup>1</sup> Trabalho desenvolvido como parte das atividades do curso de especialização em análise e programação de condições de ensino, desenvolvido na Universidade Federal de São Carlos em 1981 e 1982.