Experimento 12. Termoquímica

1. Introdução

A termodinâmica química estuda, entre outras coisas, as mudanças de energia que acompanham as reações químicas.

Tais mudanças de energia são fatores que determinam:

1º) Quão rapidamente uma reação ocorre, o que é um problema da cinética química.

2º) Quão completa estará a reação no final, o que é um problema do equilíbrio químico.

Termoquímica diz respeito às mudanças de energia manifestadas como "calor de transformação" (calor de formação, de combustão, de vaporização, de fusão, de dissolução, de neutralização, de reação, etc.). As medidas são geralmente efetuadas a pressão constante (pressão atmosférica), e a energia assim medida é chamada *entalpia* da transformação e representa-se como ΔH. Uma reação na qual o calor é perdido pelos reagentes para o meio ambiente (a temperatura da mistura de reação *aumenta* quando reage) é dita *exotérmica*, onde ΔH é negativo; aquela onde o calor é absorvido (a temperatura da mistura de reação *diminui* quando reage) é chamada de *endotérmica* e o ΔH é positivo. Mudanças da energia podem também se manifestar como energia elétrica, medida em termos de voltagem requerida ou produzida e a quantidade de mudança química (energia elétrica = volts $\times$ coulombs). O trabalho executado contra uma força externa, como pressão atmosférica, também deve ser considerado. A máxima quantidade de energia que um sistema químico pode produzir é medida pela variação de energia livre, ΔG.

A relação entre ΔG e ΔH para uma certa transformação é:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

A variação de energia livre ΔG de uma certa transformação é um dado muito importante, pois é essa variação que nos dirá se a transformação ocorrerá *espontaneamente* ou não. Os sistemas sempre evoluem, espontaneamente, para um estado de menor energia livre G, de forma que, para uma transformação qualquer,

- se ΔG é negativo, a transformação ocorre espontaneamente.
- se ΔG é positivo, a transformação **não** ocorre espontaneamente (ela ocorrerá espontaneamente no sentido inverso)*

Verificamos na equação acima a presença da variável chamada *entropia* (S). Podemos dizer, de forma simplificada, que a entropia é uma medida do grau de desordem de um sistema; se a energia for constante, um sistema sempre evolui espontaneamente para o estado de maior entropia (maior desordem). Por outro lado, se a entropia for constante, os sistemas evoluem espontaneamente para o estado de menor energia (H). Combinando essas duas tendências, a variação de energia livre ΔG dá a palavra final sobre a espontaneidade de uma transformação.

Matematicamente a entropia pode ser definida da seguinte maneira:

$$dS = \frac{dq_{reversível}}{T} \qquad ou \qquad \Delta S = \int_1^2 \frac{dq_{reversível}}{T}$$

Como você pode ver, há a exigência de que a transformação do estado 1 para o estado 2 seja feita por um caminho reversível para que a equação acima se aplique. O problema tem tantos aspectos diferentes que não pode ser explicado em poucas palavras.

Para melhor compreender o significado de entropia e sua relação com a desordem molecular, considere o caso das *mudanças de fase*. Quando fornecemos calor (a pressão constante) a um sólido que se encontra na temperatura de seu ponto de fusão, a temperatura permanece constante enquanto houver sólido presente, desde que o fornecimento de calor seja feito a uma velocidade apropriadamente baixa.

---

* Evidentemente é possível ainda um terceiro caso, aquele em que $\Delta G = 0$. Além de ser um caso muito raro, acreditamos que maiores considerações sobre este caso neste momento traria mais confusão do que esclarecimento para o estudante. Diremos apenas que uma transformação que tenha $\Delta G = 0$, tem uma *constante de equilíbrio* igual à unidade (K = 1), não mostrando preferência para ocorrer nem no sentido direto nem no sentido inverso (ou não mostrando preferência para formar nem os "produtos" nem os "reagentes"). Em outras palavras, esta transformação resultaria, no ponto de equilíbrio, em concentrações iguais de reagentes e de produtos (no caso mais simples de serem unitários os coeficientes da equação química, etc.).

Nessas circunstâncias o processo é reversível, e a quantidade total de calor que é preciso fornecer para fundir todo o sólido (1 mol de sólido) é o calor de fusão, ou entalpia de fusão ΔH_f. Neste processo a variação de entropia é:

$$\Delta S = \frac{q_{reversível}}{T} = \frac{\Delta H_f}{T}$$

Este valor é sempre positivo, o que mostra como a entropia (que aumentou durante o processo) está fortemente relacionada com a desordem molecular (que também aumentou ao passar de sólido para líquido). Como exemplo considere o gelo, que tem calor de fusão de 80 cal/g, ou ΔH_f = 1,44 kcal/mol. Ao fundir 1 mol de gelo ele absorverá 1,44 kcal à sua temperatura de fusão (0 °C ou 273 K), resultando em uma variação de entropia de

$$\Delta S = \frac{1{,}44 \times 10^3 \frac{cal}{mol}}{273\ K} = 5{,}27 \frac{cal}{mol \times K}$$

2. Medidas de entalpias de transformações (ΔH)

Neste experimento mediremos as entalpias de cinco transformações diferentes:

1. Entalpia de neutralização de soluções de HCl e de NaOH:
   HCl (aq) + NaOH (aq) → NaCl (aq) + H_2O (l)
2. Entalpia de reação de NaOH (s) com solução de HCl:
   HCl (aq) + NaOH (s) → NaCl (aq) + H_2O (l)
3. Entalpia de dissolução de NaOH (s) em água:
   NaOH (s) [+ H_2O (l)] → NaOH (aq)
4. Entalpia de dissolução de NH_4Cl em água
   NH_4Cl (s) → NH_4Cl (aq)
5. Entalpia da reação entre Cu^{2+} (aq) e Zn(s):
   Cu^{2+} (aq) + Zn^0 (s) → Cu^0 (s) + Zn^{2+} (aq)

Os três primeiros desses valores nos permitirão verificar a generalização conhecida como *lei de Hess*.

Para efetuar as medidas, realizamos as transformações em um *calorímetro*, que é simplesmente um béquer, com agitador e termômetro, dotado de *isolamento térmico* (um envoltório de isopor) para reduzir as trocas de calor com o meio ambiente. O calor gerado em uma transformação exotérmica distribui-se para aquecer a solução resultante *e para aquecer também as partes do calorímetro* (termômetro, agitador, béquer), tudo à mesma temperatura. Por isso, para determinar o calor gerado, precisamos determinar antes a *capacidade térmica* do calorímetro, que é uma medida de *quanto* calor o calorímetro consome para que sua temperatura se eleve de 1°C.

Determinação da capacidade térmica do calorímetro

Faremos essa determinação misturando, no calorímetro, água fria com água quente, e medindo a temperatura resultante. Se 50 mL de água quente (à temperatura t_q) forem misturados com 50 mL de água fria (à temperatura t_f) e isso resultar em uma mistura à temperatura resultante t_r, teremos:

a) calor perdido pela água quente:

$$q_{perdido} = mc\Delta t = 50g \times 1{,}00 \frac{cal}{g \times °C} \times (t_q - t_r)$$

b) calor ganho pela água fria:

$$q_{ganho} = mc\Delta t = 50g \times 1{,}00 \frac{cal}{g \times °C} \times (t_r - t_f)$$

Esses dois calores não serão iguais, pois uma parte do calor perdido pela água quente foi usado para aquecer o *calorímetro* à temperatura t_r. Assim teremos:

c) $q_{perdido} - q_{ganho} = C\Delta t = C(t_r - t_f)$

Como conhecemos os valores de $q_{perdido}$, q_{ganho}, t_r e t_f, podemos calcular a capacidade térmica C do calorímetro (em cal/°C). Digamos que obtenhamos uma capacidade térmica igual a 27 cal/°C (C = 27 cal/°C); isto significa que o conjunto béquer + agitador + termômetro consome 27 calorias para aquecer-se de 1°C.

Como medir os valores de ΔH

No caso, por exemplo, da neutralização das soluções de NaOH e HCl: você vai colocar 50,0 mL de solução ≈1 M de HCl no calorímetro e ≈50 mL de solução ≈1 M de NaOH em um béquer (as quantidades exatas serão calculadas da maneira explicada na parte experimental). As duas soluções devem estar à mesma temperatura (temperatura ambiente, t_1) (verifique, medindo). Depois você vai adicionar a solução de NaOH à solução de HCl (no calorímetro), fechar o calorímetro, agitar e anotar a temperatura resultante (t_2). A diferença $|t_2 - t_1| = |\Delta t|$ deve ser considerada, nos cálculos mostrados a seguir, apenas *em módulo* (em *valor absoluto*, sem considerar o sinal); mais adiante explicaremos o problema dos sinais. Para obter melhores resultados você deve depois *pesar* a solução formada. Lembrar que o calor gerado na reação foi utilizado para aquecer a solução resultante (calor específico fornecido na parte experimental) e também para aquecer o calorímetro.

$$Calor\ gerado\ na\ reação = \underbrace{mc|\Delta t|}_{solução} + \underbrace{C|\Delta t|}_{calorímetro}$$

Não se esqueça, neste ponto, que ΔH é o calor gerado *por mol* de produto ou de reagente, conforme a reação (neste caso é *por mol* de água formada), e o calor determinado acima deve ser apropriadamente convertido para determinar o ΔH.

$$n\ moles\ (formados\ na\ reação) \cdots\cdots\cdots calor.gerado.na.reação.(em.cal)$$

$$1\,mol \cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots\cdots |\Delta H| \qquad \Rightarrow \qquad |\Delta H| = \frac{|calorgerado|}{n}$$

No caso de uma transformação endotérmica, os cálculos são feitos de uma maneira semelhante, sendo que o calor absorvido na transformação foi retirado, em parte, da solução, e, em parte, do calorímetro:

$$Calor\ absorvido\ na\ reação = \underbrace{mc|\Delta t|}_{solução} + \underbrace{C|\Delta t|}_{calorímetro}$$

e $$|\Delta H| = \frac{|calor.absorvido|}{n}$$

Para saber o *sinal* de ΔH, você tem que se lembrar agora que ΔH é negativo (ΔH < 0) quando a transformação é exotérmica, e é positivo (ΔH > 0) quando a transformação é endotérmica.

Um erro freqüentemente cometido pelos estudantes é o de tentar determinar o *sinal* de ΔH pelas equações acima, considerando o sinal de Δt (= $t_2 - t_1$). Isto **não deve ser feito**, pois o resultado será o contrário do correto.

No caso específico da reação entre Cu^{2+} (aq) e Zn^0 (s), além da solução e do calorímetro há ainda substâncias sólidas presentes (zinco em excesso e cobre que se formou na reação), que também absorvem calor. Neste caso, já que os sólidos são metais, podemos valer-nos (para simplificar) da *lei de Dulong e Petit* que diz que as capacidades caloríficas molares (C_m) dos metais são quase todas aproximadamente iguais a 6 cal/(mol×°C); sabemos o número total de moles de sólido (igual ao número de moles de zinco que foi adicionado), portanto podemos calcular o calor absorvido pelo sólido:

$$|Q_{sólido}| = nC_m|\Delta t|$$

onde: n = n° de mols de sólido

C_m = 6 cal/(mol×°C)

Outra diferença muito importante neste caso é que aqui não podemos medir diretamente a massa da solução resultante, pois ela está misturada com sólidos. Devemos usar um método indireto, determinando a massa da solução através de sua densidade (e, naturalmente, supondo que seu volume não variou muito durante a reação).

3. Medida de ΔG

Para medir o valor de ΔG construiremos uma *pilha* com os metais zinco e cobre, na qual ocorre a mesma reação da qual já medimos o ΔH:

$$Cu^{2+}\ (aq) + Zn^{0}\ (s) \rightarrow Cu^{0}\ (s) + Zn^{2+}\ (aq)$$

Na pilha, no entanto, devido à maneira como ela é construída, as semi-reações (representadas abaixo) ocorrem separadamente, cada uma em seu respectivo eletrodo, e podemos medir a diferença de potencial (voltagem) entre os eletrodos (causada pelo acúmulo de elétrons em um e pela drenagem de elétrons do outro).

$$Cu^{2+} + 2\,\varepsilon^{-} \rightleftharpoons Cu^{0}$$

$$Zn^{0} \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2\,\varepsilon^{-}$$

Essa diferença de potencial, ou "força eletromotriz" da pilha (ΔE)* representa, de certa forma, a *tendência* que as semi-reações apresentam para ocorrer num ou noutro sentido, pois a diferença de potencial está relacionada com a diferença de energia livre (entre os dois extremos da reação global) pela equação:

$\Delta G = -\,nF\Delta E$ §

onde: n = n° de elétrons envolvidos na equação da reação

F = contante de faraday, ou carga de 1 mol de elétrons,

F = 96489 *Coulombs/mol* ou *Joules/(mol×volt)* (para usar quando ΔG é expresso em *Joules/mol*)

F = 23,06 *kcal/(mol×volt)* (para usar quando ΔG é expresso em *kcal/mol*)

ΔE = diferença de potencial gerada pela pilha

Por essa expressão vemos que quanto maior o valor de ΔE, "mais negativo" será o valor de ΔG, portanto "mais espontâneo" será o processo. Se ΔG for positivo o processo ocorrerá espontaneamente no sentido oposto ao considerado.

Uma pilha é normalmente construída como representado na figura 9.1 abaixo:

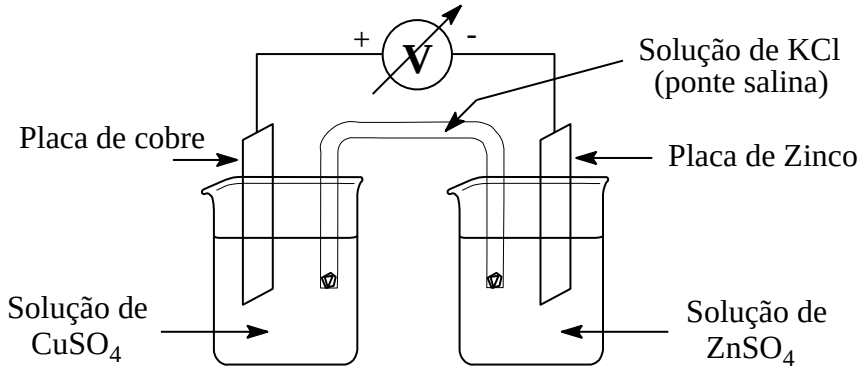

Figura 9.1. Pilha Zinco-Cobre (construção usual)

Para nossa finalidade presente (queremos apenas fazer uma medida rápida da diferença de potencial), porém, podemos fazer uma pilha bem mais simples colocando um pedaço de papel de filtro sobre uma placa de vidro e pingando soluções dos sais ($ZnSO_4$ e $CuSO_4$) em posições apropriadas, colocando sobre as soluções pequenas placas dos respectivos metais e pingando uma solução de KCl para unir as duas outras (fazendo o papel de ponte salina). Mais detalhes são dados na parte experimental.

---

* Na verdade a diferença de potencial ΔE relaciona-se com o potencial padrão ΔE^0 da pilha através da *equação de Nernst*: $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{2{,}3RT}{nF}\log\frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$. Estaremos, porém, trabalhando com concentrações unitárias (1 mol/L), de forma que em nosso caso $\Delta E = \Delta E^0$.

§ Como estaremos medindo ΔE^0, seria talvez mais correto escrever $\Delta G^0 = -\,nF\Delta E^0$; estamos adotando simbologia simplificada para evitar excessiva complicação do texto com formalismos simbológicos.

4. Determinação de ΔS

Como já conhecemos o valor de ΔH e de ΔG para a reação

$$Cu^{2+}\ (aq) + Zn^{0}\ (s) \rightarrow Cu^{0}\ (s) + Zn^{2+}\ (aq)$$

podemos calcular o ΔS para essa transformação através da equação que relaciona esses valores:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \qquad \Rightarrow \qquad \Delta S = \frac{\Delta H - \Delta G}{T}$$

Uma observação importante é que o valor de ΔS para essa reação é bem menor que o valor de ΔH (|TΔS|<|ΔH/10|), de forma que ΔH e ΔG têm valores próximos um do outro. Se você quiser obter um valor razoavelmente correto para ΔS, tem que ser muito cuidadoso na determinação de ΔH. Pequenos erros podem até inverter o sinal de ΔS.

5. Parte experimental

5.1. Determinação da capacidade térmica do calorímetro

Escolha um de seus béqueres de 150 mL para ser o béquer *do calorímetro*, limpe-o e seque-o bem. Em seguida pese o béquer (± 0,01g) e anote o peso. Certifique-se de que usará *sempre este mesmo béquer* no calorímetro, até o final de todos esses experimentos.

Prepare seu calorímetro e coloque 50,0 mL (o mesmo que 50,0 g? Por quê?) de água destilada em seu interior. Feche, agite e leia a temperatura algumas vezes para certificar-se de que está estabilizada. Este será o valor (t_f) que você usará nos cálculos.

Em outro béquer coloque um volume igual (50,0 mL) (o mesmo que 50,0 g? Por quê?) de água destilada e aqueça-a a uns 15-20 °C acima da temperatura ambiente. Coloque o béquer sobre a bancada, agite e leia a temperatura repetidas vezes até ter certeza de que ela esteja razoavelmente estabilizada*. Se necessário, volte a aquecer a água e recomece.

Então faça a leitura final (a que você usará nos cálculos como t_q) da temperatura e, rapidamente, junte essa água quente à água fria do calorímetro, tampe e agite. Leia a temperatura no interior do calorímetro repetidamente até que esteja estabilizada (de poucos segundos a poucos minutos) e então anote o valor da temperatura resultante.

O calor específico da água é 1,00 cal/(g×°C).

Exemplo de cálculo:

- Temperatura de 50,0 g de água quente: 37,9 °C
- Temperatura de 50,0 g de água fria: 20,3 °C
- Temperatura depois da mistura: 28,5 °C
- Calor perdido pela água quente:

$$50{,}0\ g \times 9{,}4\ °C \times 1{,}00 \frac{cal}{g \times °C} = 470\ cal$$

- Calor ganho pela água fria:

$$50{,}0\ g \times 8{,}2\ °C \times 1{,}00 \frac{cal}{g \times °C} = 410\ cal$$

- Calor ganho pelo calorímetro:

$$470 - 410 = 60\ cal$$

- Capacidade térmica do calorímetro:

$$C = \frac{60\ cal}{8{,}2\ °C} = 7{,}3 \frac{cal}{°C}$$

* Como a água do béquer está mais quente que o ambiente, a temperatura não se "estabilizará" propriamente, continuando a cair lentamente. O que é importante é certificar-se de que a temperatura é *uniforme* (o béquer não está mais quente que a água, ou uma parte da água mais quente que outra parte, etc.), de forma que sua última leitura corresponda realmente à temperatura da água naquele momento. Como a adição ao calorímetro é feita rapidamente, a temperatura não mudará apreciavelmente durante essa operação.

5.2. Determinação do calor de neutralização de HCl (aq) e NaOH (aq)

Seque o béquer do calorímetro, o agitador e o termômetro. Monte o calorímetro e coloque em seu interior 50,0 mL de solução de HCl ≈1 mol/L (anote a concentração correta que consta no rótulo do frasco) e 2 gotas de fenolftaleína. Agite, leia a temperatura algumas vezes e anote seu valor quando ela ficar constante.

Calcule o volume de solução de NaOH ≈1 mol/L (leia a molaridade correta no rótulo do frasco) necessário para neutralizar o HCl. Meça este volume e acrescente mais 5,0 mL para assegurar que todo o HCl será neutralizado. Coloque essa solução em um béquer. Retire o termômetro do calorímetro (certifique-se, antes, de que você anotou a temperatura), lave-o e seque-o, e meça a temperatura da solução de NaOH. Se esta não for igual à temperatura da solução do calorímetro, aqueça (por exemplo, com o calor de suas mãos) ou esfrie (por exemplo, com um banho de água contendo algumas pedrinhas de gelo) a solução de NaOH até que sua temperatura seja a mesma da solução de HCl do calorímetro.

Adicione a solução básica à ácida contida no calorímetro, feche, coloque o termômetro, e agite. Observe a temperatura e anote seu valor máximo.

Verifique e anote a cor da solução no interior do calorímetro.

Retire o termômetro e o agitador procurando não perder solução. Retire o béquer e pese-o (com a solução ainda dentro!) (± 0,01 g). Subtraindo o peso do béquer vazio você obterá o peso da solução.

Alternativamente você pode calcular o peso dessa solução supondo que o volume não variou muito durante a reação (e, portanto, é igual à soma dos volumes adicionados) e utilizando o valor de densidade d = 1,02 g/mL para a solução resultante (≈0,5 mol/L de NaCl).

O calor específico dessa solução é 0,96 cal/(g×°C).

5.3. Determinação do calor de dissolução do NaOH (s)

Lave e seque as partes do calorímetro (béquer, agitador, termômetro), torne a montar o calorímetro e coloque 50,0 mL de água em seu interior. Determine e anote a temperatura dessa água da mesma forma como fez antes.

Pese (± 0,01 g) cerca de 2 gramas de NaOH (anote o peso!) em um erlenmeyer fechado (devido à natureza higroscópica do NaOH). Adicione este sólido ao calorímetro, tampe e agite (a agitação precisa ser eficiente para promover a rápida dissolução do NaOH), sempre observando a temperatura. Anote o valor máximo.

Para calcular, lembre-se que o peso da solução dentro do calorímetro deve ser 50,0 g mais o peso de NaOH (≈ 2 g) que você adicionou. Não é necessário pesar a solução.

A solução obtida é aproximadamente 1,0 mol/L e seu calor específico é 0,94 cal/(g × °C). Lembre-se que o ΔH que você quer calcular é em calorias por mol de NaOH que se dissolve.

5.4. Determinação do calor de reação de HCl (aq) e NaOH (s)

Lave e seque as partes do calorímetro. Calcule (pela normalidade correta escrita no frasco) o volume de HCl ≈ 1 mol/L que contém 0,055 mols de HCl. Meça esse volume e coloque num balão volumétrico de 100 mL, completando o volume com água destilada. Misture bem e transfira para o interior do calorímetro. Determine a temperatura como das vezes anteriores.

Pese (± 0,01 g) cerca de 2 gramas de NaOH (anotando o peso exato) em um erlenmeyer fechado, da mesma maneira que em 5.3. Não deixe, porém, que o peso seja superior a 2,1 g (0,0525 moles), para ter certeza que todo o NaOH vai reagir.

Adicione o sólido ao calorímetro, tampe e agite, e anote o valor máximo de temperatura atingido.

Determine o peso da solução como descrito em 5.2.

A solução obtida é uma solução de NaCl ≈ 0,5 mol/L cujo calor específico já foi fornecido em 5.2.

Note que você deve calcular o ΔH baseado no n° de mols de NaOH que você adicionou.

5.5. Determinação do calor de dissolução de NH_4Cl (s)

Proceda da mesma forma descrita em 5.3., mas utilizando 100 mL de água no calorímetro e pesando (± 0,01 g) cerca de 5,4 g de NH_4Cl (pode pesar em papel, pois NH_4Cl não é higroscópico).

A solução obtida é aproximadamente 1,0 mol/L. Como calor específico use o valor aproximado 0,94 cal/(g × °C). Calcule o ΔH em calorias por mol de NH_4Cl.

5.6. Determinação do calor da reação entre Zn^0 (s) e Cu^{2+} (aq)

Prepare o calorímetro, coloque 100 mL de solução 0,100 mol/L de $CuSO_4$ em seu interior, e anote a temperatura quando ficar constante.

Pese (± 0,01 g) cerca de 3,3 g (≈ 0,05 mol) de zinco em pó. Adicione o zinco à solução de $CuSO_4$. Agite continuamente e observe o termômetro até que a temperatura tenha passado por um máximo e comece a decrescer (5-10 min.). Anote o valor máximo.

Para calcular, use os seguintes valores para uma solução ≈ 0,1 mol/L de $ZnSO_4$: d = 1,02 g/mL; c = 0,98 cal/(g × °C). Capacidade calorífica molar para Zn^0 e Cu^0: 6 cal/(mol × °C); massa atômica do Zn = 65. Lembre-se que o zinco está em excesso (≈ 5 ×), e para calcular o ΔH você deve usar o n° de mols de $CuSO_4$.

5.7. Construção da pilha e determinação de ΔG

Recorte um pedaço de papel de filtro medindo 10 × 5 cm e faça marcas com lápis como mostrado na figura 13.2. Coloque sobre a placa de vidro.

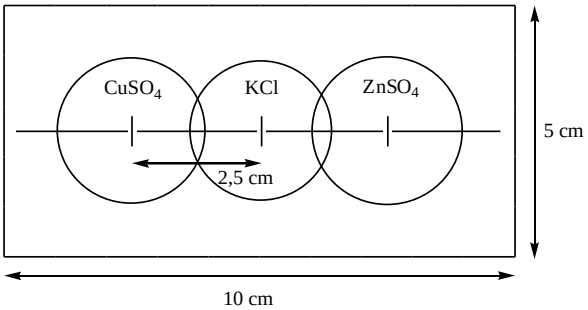

Figura 13.2. Papel de filtro para construção da pilha

Limpe as plaquinhas de zinco e de cobre com bom-bril e lave com água destilada.

Pingue solução de $CuSO_4$ 1,0 mol/L na marca da esquerda e solução de $ZnSO_4$ na marca da direita, colocando em seguida as plaquinhas metálicas sobre as respectivas soluções. Pingue agora na marca central a solução 1,0 mol/L de KCl (ponte salina) de forma que sua mancha toque as duas outras soluções, como mostrado no desenho.

Meça então, com o multímetro, a diferença de potencial entre as duas placas e anote (ligue o pólo positivo do instrumento ao eletrodo de cobre).

Às vezes, mesmo com muito cuidado, as soluções secam um pouco e impedem um bom contato da placa metálica com a solução, o que pode causar medidas erradas. É aconselhável que, enquanto um dos membros do grupo segura os terminais do multímetro em posição (encostados nas plaquinhas metálicas, com uma regular pressão), outro membro pingue mais um pouco das soluções de $CuSO_4$ e de $ZnSO_4$, bem encostado nas plaquinhas, observando o instrumento para ver se a voltagem não se eleva um pouco.

Observação: desde o momento em que você começa a pingar soluções no papel, o restante das operações deve ser feito com certa rapidez para que as soluções não sequem muito, alterando as concentrações e introduzindo erros. Planeje tudo com cuidado. Não mova o papel de filtro sobre a placa (para evitar que uma solução misture-se com a outra).

6. Referência Bibliográfica

CONSTANTINO, M. G.; SILVA, G. V. J.; DONATE, P. M. **Fundamentos de Química Experimental.** São Paulo: EDUSP, 2004.