

Escola Secundária do Padre António Martins Oliveira de Lagoa

Técnicas Laboratoriais de Química

**DETERMINAÇÃO DA  
FÓRMULA DE  
UM SAL HIDRATADO**

Pedro Pinto      N° 14    11ºA

*11/12/2003*

## Objectivo do Trabalho

O objectivo da experiência é a determinação empírica da fórmula química de um sal hidratado (cloreto de cobre (II) hidratado) e o respectivo rendimento.

## Fundamentos teóricos

Um composto hidratado é todo aquele que, na sua constituição, se encontram presentes moléculas de água. Os hidratos mais conhecidos são os sólidos cristalinos que perdem parte das suas estruturas fundamentais ao e remover a água. Contudo, são feitas excepções aos zeólitos, silicatos de alumínio ou os seus análogos sintéticos que contêm água em proporções individuais; os zeólitos perdem ou ganham água reversivelmente com uma pequena ou mesmo nenhuma alteração na sua estrutura.

Entre os exemplos de hidratos encontram-se: o sal de Glauber (sulfato de sódio decaidratado;  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), soluções para limpeza como o carbonato de sódio decaidratado ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), o boráx (tetraborato de sódio decaidratado;  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) e também o azul de vitríolo (sulfato de cobre pentaidratado;  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ).

Um número de gases, entre os quais os gases nobres e os hidrocarbonetos simples, formam hidratos cristalinos, denominados clathrate compounds, a temperatura e a pressões relativamente baixas. Os cristais clathrate têm uma estrutura, na qual as moléculas de água formam como que um esqueleto em torno da molécula de gás.

Quando se formam sais, a maior parte das vezes, o sal cristalizado fica combinado com moléculas de água, a que se dá o nome de água de cristalização.

Quando uma substância hidratada se coloca num vaso fechado isento de vapor de água, decompõe-se, originando a respectiva substância anidra e água, até que a pressão de vapor de água atinja um determinado valor, que é característico de cada substância, para a temperatura da experiência – tensão de vapor da substância.

As diferenças nos valores da tensão de vapor do líquido explicam o diferente comportamento que as substâncias apresentam quando "conservadas" ao ar. Se o valor da tensão de vapor da substância for maior do que a pressão parcial de vapor de água no ar, as substâncias perdem água de hidratação (reflorescem).

É o caso do  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  e do  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . O carbonato de sódio anidro é hidroscópico.

Se a tensão de vapor de líquido da substância tiver um valor inferior à pressão parcial do vapor de água no ar, a substância absorve vapor de água do ar. É o caso do  $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , que se transforma em  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Por esta razão, o cloreto de cálcio hidratado é usado como exsicante para secar certos gases.

Os cristais hidratados decompõem-se a quente com libertação de água. Baseado nesta propriedade, é possível calcular o teor de água de cristalização nestes compostos.

Não se deve confundir água de cristalização com água higroscópica. Esta última é absorvida à superfície do sólido, não podendo ser indicada numa fórmula química. Elimina-se quando a substância se encontra num local seco, sendo função da temperatura e da humidade do ar.

O mesmo sal anidro pode cristalizar com diferente número de moléculas de água de cristalização, dependendo das condições em que esta se dá. Para determinar a massa molar dos sais hidratados há que ter em conta que as moléculas de água fazem parte integrante da sua composição.

Sais, como por exemplo,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$  e  $\text{CaCl}_2$ , podem constituir agregados que contêm, na sua estrutura, além de iões, moléculas de água, dizem-se, por isso, sais hidratados. O "ponto" situado nas fórmulas, por exemplo  $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , indica que 6 moles de moléculas de água estão associadas a cada mole de  $\text{NiCl}_2$ , sendo a massa deste agregado

Esta experiência teve como um dos objectivos a determinação da massa de água existente num sal hidratado (cloreto de cobre hidratado), sendo a fórmula química do cobre hidratado inicial  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , assim 2 moles de moléculas de água estão associadas a cada mole de  $\text{CuCl}_2$ .

## **Material**

- Balança de precisão
- Cápsula de porcelana
- Espátula
- Exsicador

## **Reagentes / Produtos**

- $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

## Procedimento

1. “Pesou-se” uma cápsula de porcelana, previamente seca em estufa.
2. “Pesou-se”, na cápsula, 5 g de cloreto de cobre (II) hidratado e registou-se o valor obtido da massa.
3. Colocou-se durante 2 horas na estufa, a 105-110 °C; observou-se os cristais formados e deixou-se arrefecer num exsiccador (durante uma semana).
4. Pesou-se novamente o conjunto cápsula + sal e calculou-se a massa de água eliminada.
5. Procedeu-se aos cálculos adequados à determinação da fórmula empírica do sal.

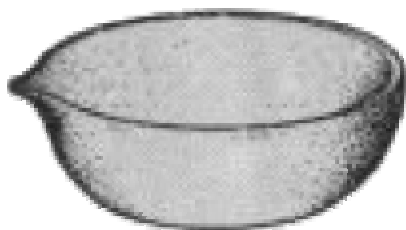
## Observação

O  $\text{CuCl}_2$  é um cristal branco e encontra-se no estado sólido à temperatura ambiente.

Aqueceu-se e colocou-se no exsiccador o cloreto de cobre hidratado, de forma a separar a água existente, transformando-se assim em cloreto de cobre desidratado. Em seguida pesou-se de forma a se determinar a percentagem de água existente no cloreto de cobre hidratado, de forma a determinar a fórmula empírica do sal.

Para realizar a decomposição do cloreto de cobre hidratado, é necessário ter em conta as condições em que tal é feito, pois estas afectam significativamente o rendimento final. O rendimento é calculado pela razão entre quantidade de produto obtida experimentalmente e a quantidade obtida teoricamente. Portanto, o valor do rendimento nunca poderá exceder os 100%, pois como é óbvio, a quantidade de produto obtida nunca é superior à que deveríamos obter. Este facto deve-se à possível ocorrência de reacções paralelas, má atmosfera de trabalho e até mesmo a má condição do material, também ao efectuar-se as pesagens, aquecimento e arrefecimento, existem perdas, para além disso o cloreto de cobre não era puro, e já se encontrava parcialmente desidratado, pois em caso contrário obter ia-se mais água.

## Registo de Medições



$$m_{\text{sal hidratado}} = 5,00 \text{ g}$$

$$m_{\text{capsula}} = 191,05 \text{ g}$$

$$m_{\text{capsula+sal desidratado}} = 195,90 \text{ g}$$

## Cálculos

Determinação da massa de sal desidratado (cloreto de cobre (II) hidratado) e a massa da água existente no sal hidratado:

$$m_{\text{sal hidratado}} = 5,00 \text{ g}$$

$$m_{\text{capsula}} = 191,05 \text{ g}$$

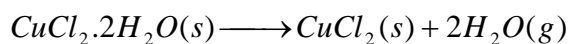
$$m_{\text{capsula+sal desidratado}} = 195,90 \text{ g}$$

$$m_{\text{capsula+sal desidratado}} - m_{\text{capsula}} = m_{\text{sal desidratado}} \Leftrightarrow 195,90 - 191,05 = 4,85 \text{ g}$$

$$m_{\text{hidratado}} - m_{\text{sal desidratado}} = m_{\text{água}} \Leftrightarrow 5,00 - 4,85 = 0,05 \text{ g}$$

Determinou-se que o sal desidratado é 4,85 g e que a água existente no sal hidratado era de 0,05 g.

Determinação empírica da fórmula química do sal hidratado (cloreto de cobre (II) hidratado):



$$5,00 \text{ g} \qquad \qquad 4,85 \text{ g} \quad 0,05 \text{ g}$$

$$M(\text{CuCl}_2) = 63,55 + 2 \times 35,45 = 134,45 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,01 + 16,00 = 18,02 \text{ g/mol}$$

$$n(H_2O) = \frac{m_{\text{água}}}{M(H_2O)} \Leftrightarrow n(H_2O) = \frac{0,15}{18,02} \Leftrightarrow n(H_2O) = 0,0083 \text{ mol}$$

$$n(CuCl_2) = \frac{m_{\text{sal desidratado}}}{M(CuCl_2)} \Leftrightarrow n(CuCl_2) = \frac{4,85}{134,45} \Leftrightarrow n(CuCl_2) = 0,0361 \text{ mol}$$

Atendendo à estequiometria do sal hidratado pode dizer-se que:

$$\frac{n(H_2O)}{n(CuCl_2)} = \frac{x}{1} \Leftrightarrow \frac{0,0083}{0,0361} = \frac{x}{1} \Leftrightarrow x = 0,23 \text{ mol}$$

A fórmula química do composto será  $CuCl_2 \cdot \frac{23}{100} H_2O$

Determinação do rendimento da reacção:

$$\eta = \frac{qt. \text{ real}}{qt. \text{ prevista}} \times 100 \Leftrightarrow \eta = \frac{0,23}{2} \times 100 \Leftrightarrow \eta = 12 \%$$

Determinou-se que o rendimento da reacção foi 12%.

## Conclusões

Conclui-se que da decomposição do cloreto de chumbo hidratado ( $CuCl_2 \cdot 2H_2O$ ), obtém-se dois compostos, o cloreto de chumbo ( $CuCl_2$ ) e água ( $H_2O$ ), sendo o  $CuCl_2$  sólido e branco enquanto que o  $H_2O$  é gasoso e incolor.

Conclui-se que o  $CuCl_2$  é um cristal de cor branca, assim como a utilização da estufa para aquecer o cloreto de chumbo hidratado, permitiu a separação da água existente assim, e que o exsiccador tem como objectivo secar o composto final.

Conclui-se que o rendimento obtido foi muito baixo, sendo apenas 12%, este facto deve-se, principalmente, às perdas durante o transporte do sal, assim como a sua pureza, outra causa é que o sal já se encontrava parcialmente desidratado antes de se efectuar esta experiência.

## Bibliografia

SIMÕES, Teresa; QUEIRÓS, Maria; SOMÕES, Maria – *Técnicas Laboratoriais de Química – Bloco I*, Porto, 1.<sup>a</sup> ed., Porto Editora, 2000.

SIMÕES, Teresa; QUEIRÓS, Maria; SOMÕES, Maria – *Técnicas Laboratoriais de Química – Bloco II*, Porto, 1.<sup>a</sup> ed., Porto Editora, 2001.

ROSENBERG, Jeromel; EPSTEIN, Lawrence – *Química Geral*, Portugal, 1.<sup>a</sup> ed., McGraw-Hill, 2001.