

# PURIFICAÇÃO DA ÁGUA POR DESTILAÇÃO SIMPLES

## (Determinação da concentração de solutos não voláteis em uma solução)

### **Objetivo da experiência:**

O problema a ser resolvido nesta experiência é o de determinação da concentração em massa de solutos não - voláteis (massa de soluto/volume de solução) de uma solução aquosa, separando-se o solvente por destilação.

### **Conceitos Fundamentais:**

Muitas vezes faz-se necessário saber qual a quantidade em massa de soluto não voláteis contida num volume de uma amostra de água impura (uma amostra desse tipo poderia ser a água do mar). A determinação da concentração em massa de solutos não-voláteis {massa de soluto/volume de solução} em uma solução aquosa pode ser feita de mais de uma maneira; entre elas, um modo simples é efetuar a evaporação da água, secar o resíduo sólido restante e pesá-lo. Nesta experiência, no intuito de demonstrar como se pode obter água pura a partir de água impura, a separação da água dos solutos não voláteis será feita, inicialmente, através de uma destilação simples (a pureza da água assim obtida deverá ser testada ao final da experiência). No final o soluto será seco por simples evaporação.

### **Pressão de vapor:**

Toda substância líquido evapora, algumas mais lentamente, outras mais rapidamente. Num recipiente fechado, ela evapora até um certo ponto, atingindo um valor de definido de pressão, que para cada líquido, só depende da temperatura. Essa pressão exercida pelo vapor em equilíbrio com o líquido, é a pressão de vapor de alguns líquidos comuns varia com a temperatura. A magnitude da pressão de vapor de um líquido puro, numa dada temperatura, é função somente das forças de interação entre suas moléculas componentes. Se essas forças de interação forem fracas, é fácil para as moléculas escapar para a fase de vapor e, portanto, o número de moléculas evaporadas é alto; se essas forças de interação forem fortes, é difícil para as moléculas passar à fase vapor e, por isso o número de moléculas evaporadas é baixo. Um número alto ou baixo de moléculas evaporadas leva a uma alta ou baixa pressão de vapor, respectivamente. A 25 °C, a pressão de vapor do éter dietílico é superior a 500 mmHg e a da etanol é inferior a 100 mmHg, conseqüentemente, pode-se concluir que as interações entre moléculas de éter são bem menores que entre moléculas de etanol. Portanto, o éter é bem mais volátil (evapora mais facilmente) que o etanol. A volatilidade de um líquido puro depende diretamente da magnitude das forças de interação entre suas moléculas componentes.

### **Ponto de ebulição de líquidos puros:**

A pressão de vapor aumenta com a temperatura. Por que? Porque à medida que a temperatura aumenta com, a energia cinética das moléculas componentes do líquido também aumenta e, portanto, fica mais fácil sobrepujar as forças de interação entre intermoleculares, Isto é, à medida que a temperatura aumenta, as interações entre as moléculas tornam-se menos efetivas e fica mais fácil a sua evaporação. Quando a pressão de vapor {crescente com o aumento da temperatura} atinge a pressão externa, o líquido entra em ebulição, isto é, começa a ferver.

O ponto de ebulição de um líquido é a temperatura na qual o líquido ferve. Como a ebulição só ocorre quando a pressão de vapor do líquido se iguala à pressão externa, sempre que se especifica um ponto de ebulição deve-se informar sob que pressão externa o líquido ferve. Quando o líquido entra em ebulição sob uma pressão externa de 1 atm, esta temperatura é referida como ponto de ebulição.

### **Ponto de ebulição de soluções de solutos não voláteis:**

Quando um soluto não volátil é adicionado a um solvente volátil ocorre uma mudança no líquido (agora uma solução) que deve ser analisada. Para que uma molécula de um líquido

evapore, são necessárias duas condições: que ela sobrepuje as forças de interação intermoleculares e que esteja na superfície do líquido. No caso de líquidos puros, todas as moléculas na superfície do líquido são do próprio líquido. Entretanto, tal fato não é mais verdade no caso de uma solução; uma fração da área superficial é ocupada por partículas de soluto (moléculas ou íons). Consequentemente, diminui a probabilidade de moléculas do líquido evaporar e a pressão de vapor é menor. O aumento na temperatura de ebulição é em primeira aproximação, diretamente proporcional à fração da superfície ocupada pelo soluto não volátil; em outras palavras, quanto maior área da superfície não disponível para evaporação de moléculas do solvente, maior será a temperatura necessária para que líquido ferva.

### **Destilação Simples:**

Destilação é o método mais importante e comum de purificação de líquido. Para a separação de um líquido de impurezas não voláteis, é o método mais indicado em escala de laboratório. Destilação é o processo de separação de um líquido de um sólido {ou outro líquido} por evaporação do líquido em um recipiente e posterior condensação, em outro recipiente, do vapor resultante. O processo de destilação é muito usado a nível industrial. As refinarias de petróleo também obtém os diversos derivados do petróleo através de destilação.

### **Instruções específicas para realização do experimento:**

Nesta experiência, como se trata de solução aquosa (não inflamável, será feita uma destilação aquecendo o frasco destilador através da chama de um bico de gás) devo utilizar manta de aquecimento se o líquido for inflamável.

Na ebulição de um líquido a formação de bolhas também é facilitada pela presença de sítios de formação de bolhas, que são fatores quaisquer que auxiliam a formação de bolhas. Quando um líquido atinge a temperatura de ebulição, normalmente deve iniciar a formação de um grande número de bolhas também é facilitada pela presença de sítios de formação de bolhas, que são fatores quaisquer que auxiliam a formação de bolhas.

Quando um líquido atinge a temperatura de ebulição, normalmente deve iniciar a formação de um grande número de bolhas; consequentemente, a presença de sítios que facilitem a formação de bolhas propicia que a ebulição ocorra sem maiores problemas. Entretanto, se no líquido não existirem sítios que estimulem a formação de bolhas (por exemplo, o líquido não conter ar dissolvido, as paredes do recipiente não apresentarem rugosidade etc.) ou se existirem fatores que inibem a liberação de bolhas (como ocorre no leite), será muito difícil a formação de bolhas e a temperatura do líquido poderá elevar-se consideravelmente acima do ponto de ebulição; nesse caso, o líquido torna-se superaquecido, o que caracteriza um estado meta-estável (o líquido está numa temperatura acima daquela correspondente a transição líquido-vapor). Um líquido superaquecido é perigoso, pois poderá entrar em ebulição repentinamente, de forma bastante violenta. Isso ocorre porque o líquido tende a liberar rapidamente uma grande quantidade de vapor numa temperatura superior à temperatura de ebulição. Essa liberação violenta de bolhas pode sacudir o recipiente e mesmo derramar líquido para fora do mesmo. Essa situação é denominada tumultuosa.

### **Parte experimental:**

Materiais necessários:

- termômetro
- garras
- mufa
- balão de fundo redondo
- anel de ferro
- bico de gás ou manta de aquecimento
- tela de amianto
- suporte universal

- condensador
- mangueiras
- frascos para coleta destilado

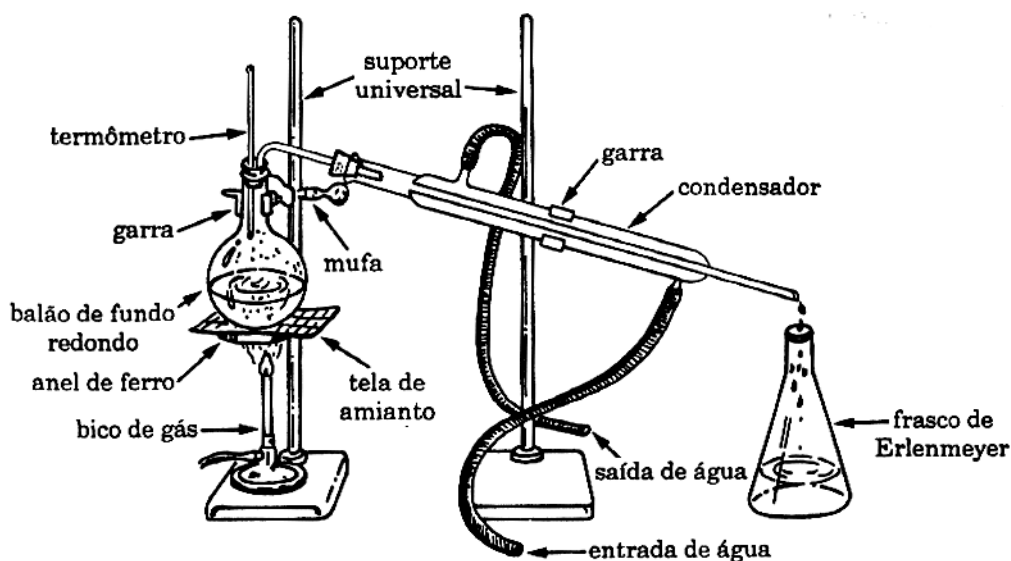
### Procedimento experimental:

Inicialmente, monte o sistema de destilação simples; (já está montado, desenhar). Conectar o condensador a uma torneira de água (água entra em baixo e sai em cima do condensador) sistema de resfriamento do líquido que será condensado.

Colocar no balão de destilação a solução a ser destilada (este deve ficar encostado na tela de amianto), com um funil, utilizando um frasco lavador com água destilada, para lavar a solução retida nas paredes do funil e no início do balão de destilação. Adicione pérolas de vidro, previamente pesadas (anote a massa total). Estando tudo pronto acenda a chama no bico de gás e inicie o aquecimento do frasco destilador. A seguir, abra lentamente a torneira de água até obter um fluxo constante através da jaqueta do condensador; a água deve fluir suavemente do tubo de saída, sem esguichar. Acompanhe, através do termômetro, a temperatura na cabeça de destilação; se ela começa a subir acima de 96-98 °C, diminua o aquecimento. Enquanto a água destila pese uma cápsula de porcelana e anote a sua massa. Quando o volume de solução no balão destilador ficar reduzido a cerca de 10% do volume inicial, cesse a destilação apagando a chama do bico de gás; espere esfriar até a temperatura ambiente e, então transfira a solução juntamente com as pérolas de vidro para a cápsula de porcelana (já pesada), se necessário utilize o frasco lavador com água destilada. Evaporar a solução até a secura em estufa, quando a massa do soluto depositada estiver seca, espere esfriar e pese-a anote a massa obtida, leve novamente à estufa e pese novamente até que peso constante.

Finalmente, subtraindo da massa final obtida as massas da cápsula de porcelana, das pérolas de vidro, obtenha a massa de soluto na alíquota de solução destilada, e calcule a sua concentração em massa (em g/L). Lave o material, limpe a bancada.

- Teste com nitrato de prata (0,1 mol/L). Solução de nitrato de prata teste para cloreto. (se ocorrer precipitado de nitrato de prata a água não está pura).



## **Referências Bibliográficas**

Silva, R.R.; Bocchi, N.; Filho-Rocha, R.C. Introdução à Química Experimental. Silva, McGraw-Hill, São Paulo, 1990, Pg. 127-137.

HARTWIG, D.R.; ROCHA-FILHO, R.C.; RODRIGUES, R. Experiências e analogias simples para o ensino de conceitos em Química. I – Pressão de vapor líquido. Química Nova, 5(3): 60-66, 1982.

PROJETOS DE ENSINO DE QUÍMICA. Experiências de Química. São Paulo, Moderna, 1979, p. 25-28. [apresenta as técnicas de destilação, refluxo, secagem e determinação de ponto de fusão].

SEMICHIN, V. Práticas de Química Geral. Trad. De Ofélia S. Ventura. Moscou, MIR, 1979, p. 164. [Apresenta uma discussão sobre purificação da água por destilação simples].