

## Unidade 4 (8ª. e 9ª. Semanas)

### DESTILAÇÃO

#### I. Introdução

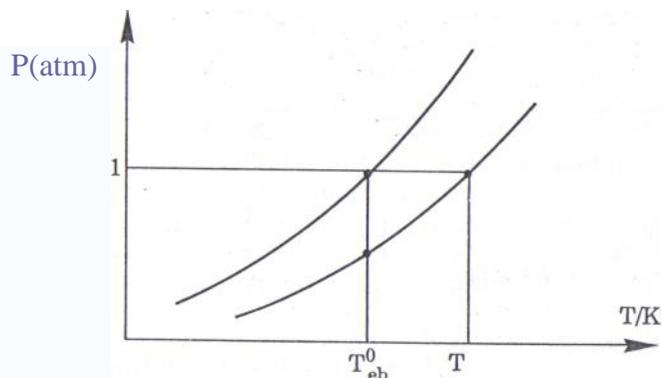
Muitas vezes, é necessário saber qual a quantidade em massa de um soluto não-volátil contida em um determinado volume de uma amostra de água ou de solução, por exemplo, na água do mar. A determinação da concentração em massa de um determinado soluto não volátil (massa de soluto/volume de solução) em uma solução aquosa pode ser feita de diversas maneiras mas, quando queremos obter água pura separada dos solutos anteriormente nela contidos, o método de separação chamado **destilação** é, com certeza, o método mais comumente utilizado e de maior aplicabilidade.

A destilação é o método mais importante e comum de purificação de líquidos. 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 de outro líquido) por evaporação do líquido em um recipiente e posterior condensação, em outro recipiente, do vapor resultante.

O processo de destilação é muito utilizado a nível industrial. Atualmente, no Brasil, existem inúmeras destilarias de álcool e as refinarias de petróleo também obtém os diversos derivados do petróleo através da destilação.

#### 2. 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: nesse caso, uma fração da área superficial é ocupada por partículas de soluto (moléculas ou íons). Conseqüentemente, diminui a probabilidade de moléculas do líquido evaporar e a pressão de vapor é menor. Observa-se que, na temperatura normal de ebulição do líquido puro ( $T_{eb}^o$ ), a pressão de vapor do solvente sobre a solução é menor que 1 atm (portanto, a solução não entra em ebulição nessa temperatura), só se igualando a 1 atm numa temperatura maior que a temperatura de ebulição do líquido puro, ou seja,  $T_{eb/solução} > T_{eb/líquido\ puro}^o$ . Esse 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 a área da superfície não disponível para evaporação de moléculas do solvente, maior será a temperatura necessária para que o líquido entre em ebulição.



**Figura 1.** Efeito da adição de um soluto não-volátil sobre a pressão de vapor de um líquido. A adição do soluto não-volátil ocasiona um aumento na temperatura normal de ebulição do líquido igual a  $T_{eb} - T^0_{eb}$

### 3. Equilíbrio líquido-vapor

**Equilíbrio líquido-vapor** é o fenômeno que ocorre com todo líquido quando mantido em sistema fechado. O líquido tende a entrar naturalmente em equilíbrio termodinâmico com o seu vapor. Quando o sistema não é fechado, ocorre o que se chama de evaporação.

Esse equilíbrio termodinâmico está relacionado com o movimento relativo das moléculas em relação à película (interface) que divide a fase líquida e a fase vapor. Por causa do efeito da temperatura, as moléculas movimentam-se aleatoriamente umas em relação às outras e, nas imediações da interface líquido-vapor não é diferente, de forma que a todo momento, há moléculas que atravessam a interface, tanto indo da fase líquido em direção à fase vapor como do vapor ao líquido. O equilíbrio líquido-vapor ocorre quando as taxas (isto é, a quantidade por unidade de tempo) das moléculas que atravessam a interface em um sentido (do líquido ao vapor) e no outro (do vapor ao líquido) se igualam.

Se o equilíbrio líquido-vapor se referir ao equilíbrio de uma substância pura, diz-se que a substância está saturada.

Imagine que, por causa da dinâmica molecular na região compreendida entre as duas fases, ocorre a formação de uma "nuvem" de vapor sobre o líquido. Essa "nuvem" é composta das moléculas que se movimentam nas cercanias da interface líquido-vapor. Eventualmente, o movimento das moléculas leva-as a se chocar contra a interface líquido-vapor. Como efeito das colisões das moléculas do vapor contra a interface, surge uma pressão sobre o líquido, que é chamada pressão de vapor.

O estudo do equilíbrio líquido-vapor é especialmente importante aos engenheiros químicos no processo de análise e projeto de equipamentos de destilação. Tais equipamentos têm a finalidade de separar e purificar duas ou mais substâncias químicas através da concentração do componente mais volátil na fase vapor, enquanto o componente menos volátil permanece preferencialmente na fase líquida.

Quando se trata de separação de misturas, as misturas mais simples são aquelas homogêneas e que têm somente dois componentes. Essas misturas também são chamadas de misturas binárias.

## **4. Destilação**

A **destilação** é o modo de separação baseado no fenômeno de equilíbrio líquido-vapor de misturas. Em termos práticos, quando temos duas ou mais substâncias formando uma mistura líquida, a destilação pode ser um método adequado para purificá-las: basta que tenham volatilidades razoavelmente diferentes entre si. Um exemplo de destilação que tem sido feito desde a antiguidade é a destilação de bebidas alcoólicas. A bebida é feita pela condensação dos vapores de álcool que escapam mediante o aquecimento de um mosto fermentado. Como o teor alcoólico na bebida destilada é maior do que aquele no mosto, caracteriza-se aí um processo de purificação.

Simplificando, a destilação é o processo no qual duas substâncias são separadas através de um processo de aquecimento, ebulição e condensação seletiva. Ex.: solução de água e sal. Aquecendo a solução, quando a água entrar em ebulição e passar pelo condensador, sairá como água líquida, enquanto o sal ficará no primeiro recipiente separando, assim, água destilada e sal.

O petróleo é um exemplo moderno de mistura que deve passar por várias etapas de destilação antes de resultar em produtos realmente úteis ao homem: gases (um exemplo é o gás liquefeito de petróleo ou GLP), gasolina, óleo diesel, querosene, asfalto e outros.

O uso da destilação como método de separação disseminou-se pela indústria química moderna. Pode-se encontrá-la em quase todos os processos químicos industriais em fase líquida onde for necessária uma purificação.

Em teoria, não se pode purificar substâncias até 100% de pureza através da destilação. Para conseguir uma pureza bastante alta, é necessário fazer uma separação química do destilado posteriormente.

A destilação tem suas limitações. Não se pode separar misturas azeotrópicas por destilação comum.

## **5. História**

A destilação é um método de separação extensamente estudado - os primeiros estudos científicos documentados surgiram na Idade Média, por volta do ano 800, com o alquimista Jabir ibn Hayyan (Geber). Foi ele, inclusive, quem inventou o alambique, que é um aparato usado até hoje para fazer destilações de bebidas alcoólicas, como a cachaça.

## **6. Modalidades**

### **6.1. Destilação diferencial (ou destilação simples ou destilação em batelada)**

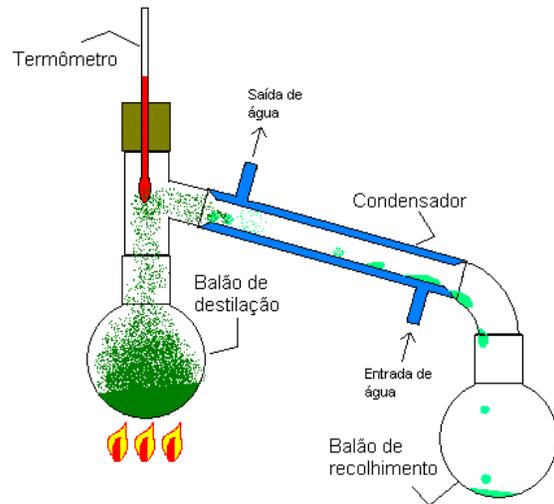


Figura 2. Montagem de laboratório para destilação *flash*

Este tipo de destilação consiste em apenas uma etapa de vaporização e condensação. Utiliza-se quatro equipamentos aqui: um alambique (balão de destilação, quando em laboratório; refeedor, quando em indústria), um condensador, um receptor (ou balão de recolhimento) e um termômetro. A vaporização se dá pelo aumento rápido da temperatura ou pela redução de pressão no alambique, onde a mistura a ser purificada está inicialmente. O vapor gerado no alambique é imediatamente resfriado no condensador. O líquido condensado, também chamado de **destilado**, é armazenado, por fim, no receptor ou balão de recolhimento.

Observa-se atentamente o termômetro durante todo o processo. A temperatura tem a tendência de estacionar inicialmente no ponto de ebulição da substância mais volátil. Quando a temperatura voltar a aumentar, deve-se pausar o aquecimento e recolher o conteúdo do receptor: o líquido obtido é a tal substância mais volátil, que se separou da mistura original. Repete-se o processo para a obtenção da segunda substância mais volátil, a terceira, etc., até conseguir separar cada um dos componentes da mistura. Cada um dos destilados pode ser chamado de **corte**, porque o processo é como se se "cortasse" partes da mistura a cada temperatura.

Os destilados obtidos desta forma não estão 100% puros, apenas mais concentrados do que a mistura original. Para obter graus de pureza cada vez maiores, pode-se fazer sucessivas destilações do destilado. Como este processo é demorado e trabalhoso, utiliza-se em seu lugar, a **destilação fracionada**.

## 6.2. Destilação fracionada

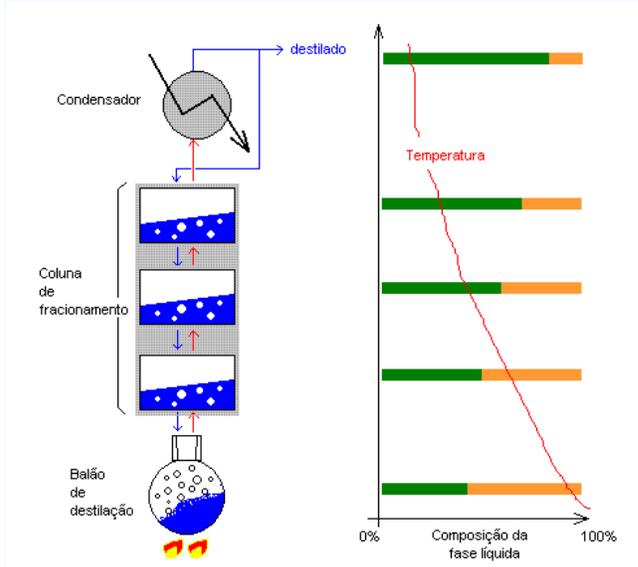


Figura 3. Esquema de destilação fracionada de uma mistura binária e perfis de concentração e temperatura

Neste método de destilação, usa-se um balão de destilação (ou alambique, ou refervedor, dependendo da escala de produção), uma coluna de Vigreux ou coluna de fracionamento (ou de destilação, quando em indústria), um condensador e um receptor.

A coluna de destilação provê uma superfície externa para troca de calor. Assim, o vapor que sai do líquido em ebulição no balão de destilação, condensa e evapora várias vezes ao longo do caminho entre o líquido em ebulição e a cabeça de destilação, fazendo que um gradiente de temperatura se estenda ao longo desse caminho, desde a temperatura mais alta no frasco destilador até a temperatura mais baixa na cabeça de destilação. Conseqüentemente, ocorre continuamente, na superfície da coluna, uma troca de calor entre o condensado descendente, mais frio, e o vapor ascendente, mais quente.

O vapor quente sobe pela coluna, mas vai se resfriando ao longo dela e acaba por condensar-se. Com a condensação, forma-se um líquido, que escorre para baixo pela coluna, em direção à fonte de calor. Vapores sobem continuamente pela coluna e acabam por encontrar-se com o líquido que escorria; parte desse líquido rouba o calor do vapor ascendente e torna a vaporizar-se. A uma certa altura, um pouco acima da condensação anterior, o vapor torna a condensar-se e escorrer para baixo. Este ciclo de vaporização e condensação ocorre repetidas vezes ao longo de todo o comprimento da coluna.

Tudo isso faz com que o vapor que emerge, e é removido no topo da coluna, seja o componente mais volátil praticamente puro; o resíduo no frasco destilador, por outro lado, é composto do componente menos volátil, também praticamente puro.

Os vários obstáculos instalados na coluna forçam o contato entre o vapor quente ascendente e o líquido condensado descendente. A intenção desses obstáculos é promover várias etapas de vaporização e condensação da matéria. Isto nada mais é do que uma simulação de sucessivas destilações *flash*. Quanto maior a quantidade de estágios de vaporização-condensação e quanto maior a área de contato entre o líquido e o vapor no interior da coluna, mais completa é a separação e mais pura será a matéria final.

A atenção à temperatura é semelhante ao processo de destilação simples: a cada salto de temperatura no termômetro, faz-se o recolhimento dos destilados correspondentes.

A eficiência de uma coluna de destilação é expressa através do *número de pratos teóricos*, que corresponde ao número de estágios de vaporizações/condensações sucessivas que seria necessário para se obter um condensado com a composição do destilado puro, que a coluna contém. Existe uma relação entre o número de pratos teóricos ( $n$ ) e o fator de enriquecimento (a relação entre a composição relativa inicial da mistura no frasco destilador e a composição relativa final do destilado obtido), envolvendo a volatilidade relativa, qual seja:

$$\frac{(X_A/X_B)_f}{(X_A/X_B)_i} = (P_A^o/P_B^o)^{n+1}$$

Colunas, como as de Vigreux (com cerca de 30 cm de altura) operam, usualmente, com um número de pratos teóricos na faixa de 3 a 4.

## 7. Referências Bibliográficas.

1. Silva, R. R., Bocchi, N. & Rocha Filho, R. C. “Introdução à Química Experimental”; 1ª. Ed., Ed. McGraw-Hill, São Paulo, 1990. pp. 95-98. Cristalização
2. Brady, J.E. & Humiston, G.E., “Química Geral”, 2ª. Ed., vol 1 e 2; trad. de Santos, C.M.P. e Faria, R.B.; ed.LTC; Rio de Janeiro, RJ,1990.
3. Constantino, M. G.; Silva, G. V. J. da e Donate, P. M., “Fundamentos de Química Experimental”; 1a. ed, EDUSP, São Paulo, SP, 2004.
4. [www.wikipedia.com](http://www.wikipedia.com)