

4 ADSORÇÃO

4.1. Processos de Adsorção

A adsorção é um fenômeno físico-químico onde o componente em uma fase gasosa ou líquida é transferido para a superfície de uma fase sólida. Os componentes que se unem à superfície são chamados adsorvatos, enquanto que a fase sólida que retém o adsorvato é chamada adsorvente. A remoção das substâncias a partir da superfície é chamada dessorção.

A migração destes componentes de uma fase para outra tem como força motriz a diferença de concentrações entre o seio do fluido e a superfície do adsorvente. Usualmente o adsorvente é composto de partículas que são empacotadas em um leito fixo por onde passa a fase fluida continuamente até que não haja mais transferência de massa. Como o adsorvato concentra-se na superfície do adsorvente, quanto maior for esta superfície, maior será a eficiência da adsorção (Masel, 1996; Bruch 1997).

Segundo Letterman (1999); a adsorção de moléculas pode ser representada como uma reação química:



Onde:

A é o adsorvato, B é o adsorvente e A.B é o composto adsorvido.

Os compostos permanecem adsorvidos na superfície do adsorvente pela ação e diversos tipos de forças químicas como:

- Ligações de Hidrogênio
- Interações Dipolo-Dipolo
- Forças de London ou Van der Waals

Quando as moléculas de adsorvato presentes na fase fluída atingem a superfície do adsorvente, a força residual, resultante do desequilíbrio das forças de Van der Waals que agem na superfície da fase sólida, criam um campo de forças que atrai e aprisiona a molécula. O tempo que a molécula de adsorvato fica ligada à superfície do adsorvente depende diretamente da energia com que a molécula é adsorvida, ou seja, é uma relação entre as forças exercidas pela superfície sobre essas moléculas e as forças de campo das outras moléculas vizinhas (Brunch, 1997).

Existem basicamente dois tipos de adsorção: a adsorção física ou fisiosorção e a adsorção química ou quimiosorção. No entanto, em certas ocasiões os dois tipos podem ocorrer simultaneamente

A adsorção física ocorre por uma diferença de energia e/ou forças de atração, chamadas forças de Van der Waals, que tornam as moléculas fisicamente presas ao adsorvente. Estas interações têm um longo alcance, porém são fracas. A energia produzida quando uma partícula é fisicamente adsorvida é da mesma ordem da entalpia de condensação. Este tipo de adsorção é sempre exotérmico e reversível. O equilíbrio é estabelecido rapidamente, a menos que ocorra a difusão através da estrutura porosa. A fisiosorção corresponde a interações intermoleculares entre a partícula e os átomos superficiais do sólido. Origina-se pela atração entre dipolos permanentes ou induzidos, sem alteração dos orbitais atômicos ou moleculares das espécies comprometidas. Recebe também o nome de adsorção de Van der Waals.

Entretanto, a quimiosorção, corresponde a uma interação de tipo químico, na qual os elétrons de enlace entre as moléculas e o sólido experimentam rearranjo e os orbitais respectivos mudam de forma, de modo similar a uma reação química. Mas nem sempre a alteração eletrônica é completa no sentido dos enlaces químicos comuns, covalentes ou iônicos; pode ocorrer somente uma modificação ou deformação parcial dos orbitais. Com exceção de alguns casos, a adsorção química é exotérmica e reversível. (Droguett, 1983; Masel 1996).

Tabela 4.1 – Comparação entre o processo de quimiosorção e fisiosorção (Israelachvili, 1991; Masel, 1996; Bruch 1997; Do 1998)

Fisiosorção	Quimiosorção
Forças de Van der Waals	Forças comparáveis a ligações químicas
Calor de adsorção inferior a 20 kJ/mol	Calor de adsorção superior a 20 kJ/mol
A espécie adsorvida conserva sua natureza	A espécie adsorvida sofre uma transformação e origina-se uma espécie diferente
A quantidade adsorvida depende mais do adsorvato do que o adsorvente	A quantidade adsorvida depende tanto do adsorvato como do adsorvente
Especificidade baixa	Especificidade elevada
Adsorção apreciável somente abaixo do ponto de ebulição do adsorvato	Adsorção pode acontecer a temperaturas elevadas
Energia de ativação baixa	Energia de ativação elevada
Adsorção pode acontecer em multicamadas	Adsorção somente em monocamadas

4.2. Isotermas de Adsorção

A isoterma de adsorção é a relação de equilíbrio entre a concentração na fase fluida e a concentração nas partículas adsorventes a uma dada temperatura. Para gases, a concentração é dada em porcentagem molar como uma pressão parcial. Para líquidos, a concentração geralmente é expressa em unidades de massa. A concentração do adsorvido no sólido é dada como massa adsorvida por unidade de massa do adsorvente.

Os processos de adsorção foram primeiramente observados em sólidos porosos que tinham a capacidade de captar seletivamente grandes quantidades de gás em seus vazios. De acordo com a quantidade de adsorvato presente no gás, há uma quantidade definida de adsorvato presente na fase adsorvida. Isto ocorre quando se atinge o equilíbrio. Essas relações de equilíbrio são

apresentadas em forma de modelos que correlacionam matematicamente as quantidades adsorvidas em equilíbrio com o meio circundante.

Algumas características, tais como a natureza do sólido (sítios ativos e distribuição de poros) e natureza do adsorvato (dipolos, forma e tamanho molecular) são determinantes no equilíbrio. (Masel, 1996)

Oscik (1982) dividiu isotermas de solutos orgânicos em quatro classes principais de acordo com a natureza inicial da curva que descreve a isoterma e as variações de cada classe foram divididas em subgrupos de acordo com a configuração final dessas curvas. A Figura 4.1, apresenta um sistema para classificação de isotermas.

Algumas isotermas com curvatura descendente são referidas como favoráveis, e algumas isotermas com uma curvatura ascendente são referidas como desfavoráveis. Estes termos corretamente implicam que adsorção freqüentemente será usada para capturar pequenas quantidades de soluto de soluções diluídas. Como um resultado, uma isoterma favorável será especialmente efetiva em soluções diluídas, enquanto uma isoterma desfavorável será particularmente ineficiente sob estas condições.

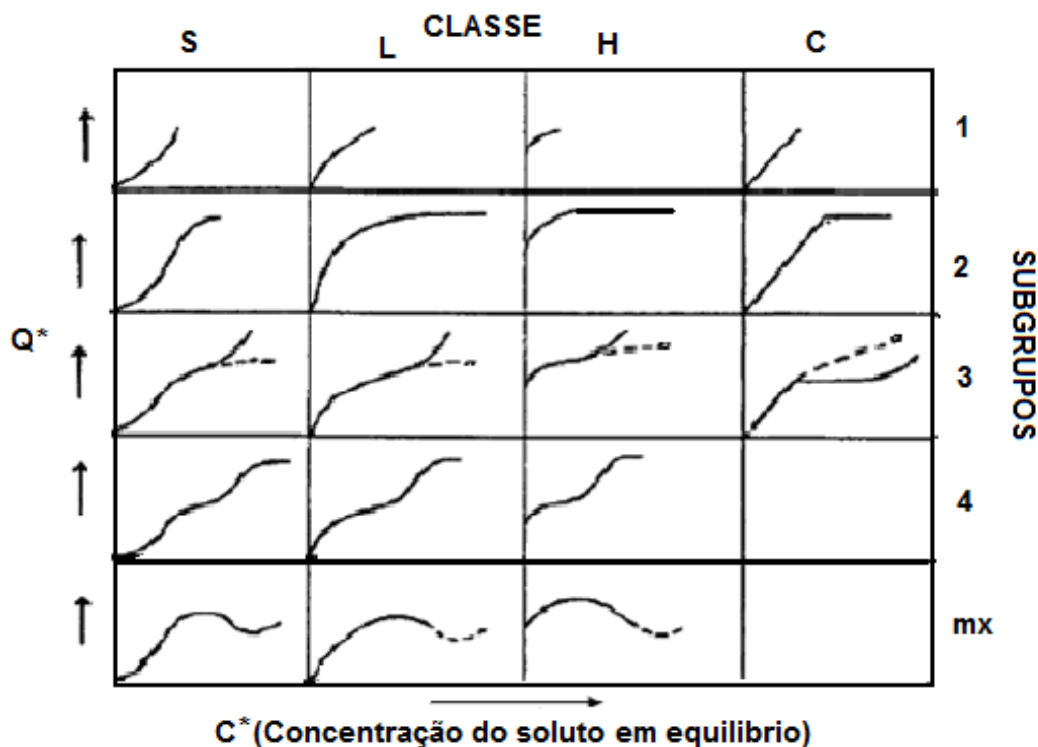


Figura 4.1 - Representação de algumas isotermas de adsorção, Oscik(1982).

Os pesquisadores nomearam as quatro principais classes de isotermas como sendo: S e L - Isotermas do tipo Langmuir; H- alta afinidade; C constante de partição. Foi verificado que as curvas do tipo L₂ ocorrem majoritariamente na maioria dos casos em que se trabalhe com soluções diluídas.

As isotermas do tipo S aparecem quando três condições são satisfeitas, sendo elas:

- A molécula do soluto é mono funcional;
- Existe uma moderada interação causando um empacotamento vertical das moléculas na superfície do sólido.
- Há competição das moléculas do solvente ou de outras moléculas adsorvidas pelos sítios do adsorvente.

A definição de mono funcional apresentada pelos pesquisadores refere-se a moléculas que sejam razoavelmente hidrofóbicas.

As isotermas do tipo L mostram que quanto mais sítios de sólido são preenchidos maior é a dificuldade de se preencher sítios vagos por outras moléculas de soluto. Isto quer dizer que as moléculas do soluto não são orientadas verticalmente, ou que não exista forte interação com o solvente.

Em suma esse tipo de isoterma aparece quando uma das seguintes condições ocorre:

- As moléculas são adsorvidas em camadas, isto é, a adsorção ocorre horizontalmente;
- Há uma pequena competição da superfície pelo solvente.

As isotermas do tipo H representam um caso especial de L. Neste caso o soluto apresenta alta afinidade e é completamente adsorvido pelo sólido. A parte inicial da isoterma é vertical.

Isotermas representadas por curvas do tipo C caracterizam uma partição entre o soluto e o adsorvente. Este tipo de curva é obtido para partição de um soluto em dois solventes imiscíveis. As condições que favorecem o aparecimento deste tipo de curva são:

- Os poros do suporte apresentam moléculas “flexíveis” tendo regiões com diferentes graus de cristalinidade;
- O soluto apresenta maior afinidade pelo adsorvente que o solvente;
- Devido à alta afinidade do soluto pelo adsorvente ocorre uma penetração mais forte, isto também é verificado por causa da geometria molecular do adsorvente dentro de sua região cristalina.

4.2.1. Modelo da Isotherma de Langmuir

Este modelo prevê uma representação simples do mecanismo do processo de adsorção e fornece uma expressão matemática relativamente simples. O modelo de Langmuir foi originalmente derivado da adsorção de gás em carvão ativado com as seguintes suposições:

- A superfície contém um número fixo de sítios de adsorção,
- Todas as espécies adsorvidas interagem somente com um sítio e não entre si,
- A adsorção é limitada à monocamada,
- A energia de adsorção de todos os sítios é idêntica e independente da presença de espécies adsorvidas nas vizinhanças dos sítios; e
- A adsorção é reversível

O modelo de Langmuir pode ser derivado da seguinte forma:

Se uma fração da superfície ocupada por um soluto adsorvido i é denominada como θ_i , a fração da superfície que não é ocupada será $1 - \theta_i$. A concentração de i na fase líquida é C e a taxa de adsorção (r_{ads}) é dada por:

$$r_{ads} = K_a C(1 - \theta_i) \quad (4.2)$$

A taxa de dessorção depende só da fração da superfície ocupada (θ_i número de moléculas de soluto que são adsorvidas) e pode estar expressa como:

$$r_{des} = K_d \theta_i \quad (4.3)$$

Para o equilíbrio, a taxa de adsorção e dessorção são iguais,

$$K_a C(1 - \theta_i) = K_d \theta_i \quad (4.4)$$

A fração da superfície do sorvente ocupado pelas espécies i é então:

$$\theta_i = \frac{K_a C}{(K_a + K_d C)} \quad (4.5)$$

Ou

$$\theta_i = \frac{(K_a / K_d) C}{(1 + (K_a / K_d) C)} \quad (4.6)$$

Ou

$$\theta_i = \frac{bC}{(1 + bC)} \quad (4.7)$$

Onde b , é a constante de adsorção no equilíbrio. A fração de superfície ocupada, θ_i , é igual a razão da quantidade de soluto adsorvida por unidade de massa com a quantidade máxima adsorvida:

$$\theta_i = \frac{q}{q_{\max}} \quad (4.8)$$

As duas últimas equações podem ser combinadas para dar a relação entre a concentração de soluto e a quantidade de soluto adsorvida:

$$\theta_i = \frac{q_{\max} b C_e}{(1 + b C_e)} \quad (4.9)$$

Onde:

q : Quantidade de soluto adsorvida por unidade de massa do sorvente (mg g^{-1})

C_e : Concentração do soluto no equilíbrio, (mg g^{-1})

q_{\max} : Capacidade máxima de captação do adsorvente, (mg g^{-1})

b : Constante de adsorção no equilíbrio ($K_{\text{adsorção}}/K_{\text{dessorção}}$)

A equação 4.9 mostra que para baixos valores de C_e , o termo bC_e no denominador será relativamente pequeno comparado a unidade, e o soluto adsorvido será linearmente dependente da C_e . Baixo estas condições, a equação 4.9 pode ser reduzida a uma forma linear:

$$q = q_{\max} b C_e \quad (4.10)$$

Para altas concentrações de equilíbrio, o termo bC_e no denominador da equação será relativamente grande comparada com a unidade, e os sítios ativos do adsorvente estão quase saturados. Em este caso, q se aproximara a q_{\max} .

Para facilitar o ajuste do modelo aos dados experimentais e seus parâmetros de avaliação, a equação 9 pode ser transformada na expressão da forma linear:

$$\frac{C_e}{q_e} = \frac{1}{b q_{\max}} + \frac{C_e}{q_{\max}} \quad (4.11)$$

Bons sorventes são aqueles que possuem um alto valor de q_{\max} e um forte declive na isoterma de sorção inicial (ou seja, baixo valor de b). Esse tipo de sorvente teria uma boa performance frente à concentrações bem baixas das espécies em solução (Reynolds e Richards, 1992; Metcalf & Eddy, 2003).

4.2.2. Modelo da Isotherma de Freundlich

A isoterma de Freundlich a qual é uma formulação empírica, está expressa como:

$$q = K_{ad} C_e^{1/n} \quad (4.12)$$

Onde:

q: quantidade de soluto adsorvido por unidade de massa do adsorvente, (mg g⁻¹)

C_e: Concentração de soluto de equilíbrio, (mg L⁻¹)

K_{ad} e n: constantes experimentais,

K_{ad} indica a capacidade da adsorção do adsorvente; n indica o efeito da concentração na capacidade da adsorção e representa a intensidade da adsorção.

Para facilitar o ajuste do modelo aos dados experimentais e seus parâmetros de avaliação, a equação 4.12 pode ser transformada em uma expressão de forma linear:

$$\log q = \log K_{ad} + \left(\frac{1}{n}\right) \log C_e \quad (4.13)$$

4.2.3. Modelo de Isotherma de Dubinin-Radushkevich

A equação de Dubinin-Radushkevitch, foi originalmente proposta como uma adaptação empírica da Teoria do Potencial de Adsorção de Polanyi, e é uma equação fundamentalmente usada para descrever quantitativamente a adsorção de gases e vapores em sorventes microporosos. Esta equação é geralmente aplicada para sistemas de adsorção envolvendo só forças de Van der Waals, e para a análise de isotermas com alto grau de retangularidade (Baldisarelli, 2006)

$$\ln C_s = \ln X_m - k \epsilon^2 \quad (4.14)$$

Onde:

ϵ = Potencial de Polanyi

$$\epsilon = RT \ln \left(1 + \frac{1}{C_e} \right) \quad (4.15)$$

C_e = Concentração do boro no equilíbrio na solução (mol L^{-1})

C_s = Concentração do boro no equilíbrio no adsorvente (mol g^{-1})

X_m = Capacidade de adsorção (mol g^{-1})

R = Constante dos gases ($8,314 \times 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$)

T = Temperatura (K)

O valor da constante k , é usado para calcular a variação da energia livre de adsorção ($\text{mol}^2 \text{ kJ}^{-2}$), a partir da seguinte equação:

$$E = -(2k)^{-0,5} \quad (4.16)$$

A magnitude de E pode ser usada para estimar o tipo de adsorção. De acordo a Yurdakoc, 5005, , para valores de E entre 8 kJmol^{-1} a 16 kJmol^{-1} , a adsorção acontece por troca iônica, em tanto que para valores de $E < 8 \text{ kJmol}^{-1}$, o tipo de adsorção pode ser considerado como adsorção física.

4.3. Cinética

Os estudos de equilíbrio de adsorção são importantes para determinar a eficácia da adsorção. No entanto, também é útil estudar o tipo de mecanismo para o processo de adsorção em estudo. No propósito, de investigar o mecanismo de adsorção e as etapas controladoras do processo que incluem transferência de massa e reações químicas se for o caso, modelos cinéticos tem sido desenvolvidos para testar os dados experimentais. (Ho e MacKay, 1998; Ho e MacKay, 1999; Azizian, 2004; Febrianto *et. al*, 2009)

Também, os parâmetros cinéticos provem informação que é requerida para selecionar as condições ótimas de uma futura aplicação do processo de remoção em escala industrial.

Todas as informações cinéticas fornecidas permitem avaliar a natureza das etapas determinantes da velocidade, que está diretamente relacionada com as interações adsorvente/adsorbato e pode ser parcialmente caracterizada pela energia de ativação do processo e pelo efeito da temperatura sobre a velocidade. É compreensível que calcular e entender os parâmetros cinéticos seja importante em processos de adsorção, pois permite calcular a velocidade de adsorção, além de descrever o tempo necessário para remover os contaminantes, a quantidade adsorvida e o tempo de residência do adsorbato na interface sólido-líquido (Ho e MacKay, 1999; Azizian, 2004, Scheer 2002).

Uma equação de taxa satisfatória muitas vezes não fornece todas as informações necessárias para elucidar o mecanismo. No entanto, os parâmetros cinéticos calculados podem ser de grande valor prático e tecnológico no que se refere ao tempo e quantidade de material consumido nos experimentos. Além disso, é necessário conhecer a taxa de adsorção para avaliar a capacidade de um adsorvente. Considerando também que dados termodinâmicos só provêm informações sobre o estado final de um sistema, é de interesse para muitos aspectos da química de superfície entender desde os mecanismos de adsorção/dessorção até problemas mais práticos como catálise, corrosão e remoção de poluentes de soluções.

Para isso, foram sugeridos diversos modelos cinéticos. Os mais empregados são os apresentados a continuação.

4.3.1. Modelo de pseudo-primeiro ordem

Uma das primeiras equações de taxa estabelecidas para adsorção em superfícies sólidas em um sistema de adsorção sólido/líquido foi a de Lagergren, 1898, também conhecida como equação cinética de pseudo-primeiro ordem. É amplamente utilizada em processos de adsorção do soluto de uma solução líquida e esta baseada na capacidade de adsorção do sólido (Ho e MacKay, 1998; Ho e MacKay, 1999 Ho e MacKay, 2000).

A equação de Lagergren é uma das mais utilizadas para avaliar a adsorção de solutos em soluções líquidas e foi representada da seguinte maneira:

$$\frac{dx}{dt} = k(X - x) \quad (7.6)$$

X e x (mg.g^{-1}) são as capacidades de adsorção em equilíbrio e num tempo t respectivamente. k (min^{-1}) é a constante de taxa da adsorção de pseudo-primeira ordem.

A equação (7.6) foi integrada com as condições de contorno de $t=0$ a $t=t$ e $x=0$ a $x=x$,

$$\ln\left(\frac{X}{X-x}\right) = kt \quad (7.7)$$

e

$$x = X(1 - e^{-kt}) \quad (7.8)$$

A equação (7.7) pode ser expressa na sua forma linear:

$$\log(X - x) = \log(X) - \frac{k}{2.303}t \quad (7.9)$$

A forma mais usada é:

$$\log(q_e - q_t) = \log(q_e) - \frac{k}{2.303}t \quad (7.10)$$

Onde:

X : Capacidade de adsorção em equilíbrio (mg.g^{-1})

x : Capacidade de adsorção em um tempo t (mg.g^{-1})

k : Constante de taxa de adsorção de pseudo-primeira ordem (min^{-1})

t : tempo de reação (min)

q_e : Capacidade de adsorção no equilíbrio (mg.g^{-1})

q_t : Capacidade de adsorção em um tempo t (mg.g^{-1})

Em muitos casos, o modelo de pseudo-primeiro ordem não se ajusta a toda faixa de tempo de contato, sendo geralmente aplicável em tempos acima de 20 a 30 minutos iniciais do processo de adsorção. Ao fazer uso da equação de Lagergren há de se considerar também que em muitas vezes q_e é desconhecido, pois o processo é extremamente lento. Neste caso, é necessário obter a real capacidade de adsorção no equilíbrio, q_e , extrapolando os dados experimentais para tempo infinito ou por método de tentativa e erro (Ho e MacKay, 1999; Aksu 2000).

4.3.2. Modelo de pseudo-segundo ordem

O modelo cinético de pseudo-segunda ordem também é baseado na capacidade de adsorção da fase sólida e relata o comportamento do processo em toda a faixa de tempo de contato. É descrito através geralmente como a seguir:

$$\frac{dq_t}{dt} = k(q_e - q_t)^2 \quad (7.11)$$

Onde k é a constante de taxa de adsorção ($\text{g.mg}^{-1}.\text{min}^{-1}$), q_e é a concentração de íons metálicos adsorvidos no equilíbrio (mg.g^{-1}), q_t é a concentração de íons metálicos na superfície do adsorvente em um tempo t (mg.g^{-1}).

Separando as variáveis da equação (7.11):

$$\frac{dq_t}{(q_e - q_t)^2} = k dt \quad (7.12)$$

Integrando a equação para as condições de contorno $t=0$ a $t=t$ e $q_t=0$ a $q_t=q_t$ temos:

$$\frac{1}{(q_e - q_t)} = \frac{1}{q_e} + kt \quad (7.13)$$

Esta equação da lei de taxa é integrada para uma equação de segundo ordem. A equação (7.13) poder ser reordenada como a seguir:

$$q_t = \frac{t}{1/kq_e^2 + 1/q_e} \quad (7.14)$$

Logo podemos expressar a equação na sua forma linear, como a seguir:

$$\frac{t}{q_t} = \frac{1}{kq_e^2} + \frac{1}{q_e}t \quad (7.15)$$

Se a taxa de sorção inicial é:

$$h = kq_e^2 \quad (7.16)$$

Então a equação (7.14) e (7.15) podem ser expressadas como:

$$q_t = \frac{t}{1/h + 1/q_e} \quad (7.17)$$

e

$$\frac{t}{q_t} = \frac{1}{h} + \frac{1}{q_e}t \quad (7.18)$$

Onde:

k : constante de velocidade de adsorção de pseudo-segundo ordem ($\text{g} \cdot \text{mg}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$)

q_e : Capacidade de adsorção no equilíbrio ($\text{mg} \cdot \text{g}^{-1}$)

q_t : Capacidade de adsorção em um tempo t ($\text{mg} \cdot \text{g}^{-1}$)

t : tempo de reação (min)

Se a cinética de pseudo-segunda ordem é aplicável, um gráfico (t/q) versus t , deve mostrar uma relação linear, com coeficiente linear ($1/kq_e^2$) e coeficiente angular ($1/q_e$). O valor da constante (k) é obtido através do coeficiente linear da reta. (Ho e MacKay, 1998; Ho e MacKay, 1999)

4.3.3. Difusão Intrapartícula

Cinéticas de adsorção são normalmente controladas por diferentes mecanismos, geralmente de difusão. Se considerarmos que o adsorvato é provavelmente transportado da solução para a fase sólida através de difusão intrapartícula, as equações de pseudo-primeiro e pseudo-segundo ordem não

podem ser utilizadas para identificar o mecanismo de difusão (Kannan, 2001; Juang, 2002)

Para isso, se recorre à teoria de difusão intrapartícula, derivada da Lei de Fick, que assume que a difusão do filme líquido que cerca o adsorvente é desprezível e a difusão intrapartícula é a única taxa que controla as etapas do processo de adsorção (Ho e MacKay, 1998; Febrianto 2009)

A equação 4.19 demonstra a expressão matemática utilizada para estudar este modelo cinético.

$$q_t = k_i t^{1/2} + C \quad (4.19)$$

Na equação k_i ($\text{mol.g}^{-1}.\text{min}^{-1/2}$) é a constante de velocidade de difusão intrapartícula e C é o valor da intersecção da reta com o eixo q_t (KANNAN, 2001).

Se a difusão intrapartícula está envolvida na adsorção, então um gráfico de q_t versus $t^{1/2}$ resultaria em uma relação linear que permite calcular o valor de k_i através da inclinação da reta (Özcan, 2004).

Esses gráficos muitas vezes apresentam multilinearidade, o que insinua que duas ou mais etapas podem ocorrer. A primeira é a adsorção de superfície externa ou fase de adsorção instantânea. A segunda é a fase da adsorção gradual, onde a difusão intrapartícula é limitada e, a terceira, é a fase de equilíbrio final, onde a difusão intrapartícula começa a reduzir a velocidade em função da baixa concentração de soluto na solução e da menor quantidade de sítios de adsorção disponíveis. Uma boa correlação dos dados de taxa neste modelo pode justificar o mecanismo (Juang, 2002; Sun, 2003).

Gráficos não lineares em toda a faixa de tempo, mesmo insinuando que a difusão intrapartícula é significativa, demonstram que há mais de um fator que afeta a adsorção e podem estar operando simultaneamente (Ho e MacKay, 1998; Febrianto 2009).

Materiais adsorventes que apresentam estrutura altamente porosa, caracterizados por grande área de superfície e estrutura interna altamente desenvolvida, resultam em difusão intrapartícula (Ho e MacKay, 1998).

4.3.4.

Considerações sobre a cinética do processo de adsorção

A cinética de numerosos processos de adsorção de poluentes em meio aquoso tem sido investigada nos últimos anos. A grande maioria dos processos se ajusta ao modelo de pseudo-primeiro ordem, enquanto outros se ajustam aos modelos de pseudo-segundo ordem e difusão intrapartícula.

Os modelos de pseudo primeiro e pseudo-segundo ordem assumem que a diferença entre a concentração da fase sólida em qualquer tempo e a concentração da fase sólida no equilíbrio, é a força motriz da adsorção, e a taxa de adsorção global ou é proporcional à força motriz, no caso da equação de pseudo-primeiro ordem, ou é o quadrado da força motriz, para o modelo de pseudo-segundo ordem (Ho e MacKay, 1998; Febrianto 2009).

A aplicabilidade dos modelos cinéticos é feita através da análise gráfica e a avaliação dos dados, por análise do coeficiente de correlação da reta (R^2), que deve ter valor próximo a 1 para que o ajuste dos dados para determinado modelo cinético seja satisfatório.

Estudos disponíveis na literatura mostram que muitos modelos promovem uma explicação simples e satisfatória para o processo global de adsorção. No entanto, em muitos casos, isso não é possível e os gráficos são multilíneares. Para resolver esse problema, é comum segmentar o gráfico em duas ou mais linhas retas e sugerir que o mecanismo de adsorção é controlado por cada linha reta. Embora esse recurso possa ajudar a entender o mecanismo de adsorção até certo ponto, o significado de tal prática de aproximação está bastante limitado. Uma indicação da multilinearidade é o fato das constantes nos modelos cinéticos não serem invariáveis. Elas podem variar com o tempo ou mais especificamente com a concentração da fase sólida (Ho e MacKay, 1998, Yang 2005).