

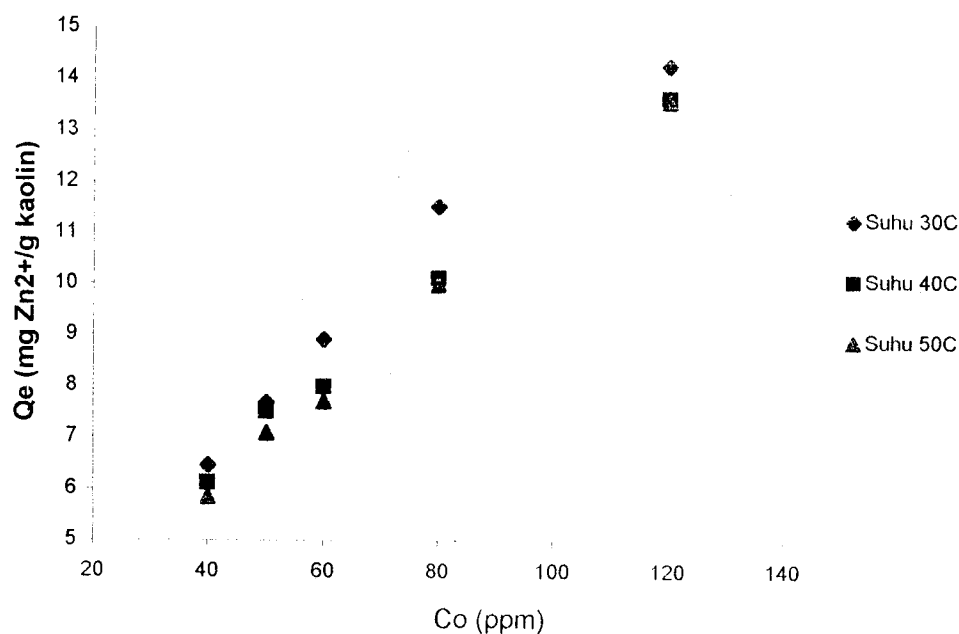
BAB V
HASIL DAN PEMBAHASAN

5.1. Pengaruh Konsentrasi Zn^{2+} Terhadap Daya Jerap Kaolin

Dari hasil analisa yang dilakukan dengan menggunakan AAS, maka pengaruh konsentrasi Zn^{2+} terhadap daya jerap kaolin dengan konsentrasi 40 sampai 60 ppm dan variasi suhu yang dilakukan 30 sampai 50 °C selama 3 jam dengan kecepatan pengaduk 300 rpm, dapat dilihat pada tabel 5.1 di bawah ini.

Tabel 5.1. Pengaruh konsentrasi Zn^{2+} terhadap daya jerap kaolin

Konsentrasi Awal, Co (ppm)	Daya Jerap, Qe (mg Zn^{2+} /g kaolin)		
	30 °C	40 °C	50 °C
40	6,46	6,12	5,84
50	7,68	7,50	7,09
60	8,91	7,99	7,70



Gambar 5.1. Hubungan konsentrasi awal Zn^{2+} terhadap daya jerap Kaolin

Berdasarkan hasil analisa AAS yang diperlihatkan pada tabel 5.1 dan gambar 5.1 diatas terlihat bahwa dari konsentrasi 40 sampai 60 ppm Zn^{2+}

diperoleh daya jerap kaolin sebesar 5,84 mg Zn^{2+} /g kaolin sampai 8,91 mg Zn^{2+} /g kaolin. Hal ini menunjukkan bahwa semakin besar konsentrasi Zn^{2+} yang akan diserap tersebut maka daya jerap kaolin akan semakin meningkat. Hal ini dapat terjadi karena semakin banyak ion Zn^{2+} yang terdapat di dalam larutan maka perpindahan ion Zn^{2+} ke permukaan kaolin akan semakin banyak [Tasrif, 1997]. Dari tabel 5.1 dan gambar 5.1 ditunjukkan bahwa semakin tinggi suhu adsorpsi maka daya jerap kaolin terhadap Zn^{2+} akan semakin menurun. Hal ini disebabkan karena mobilitas atom-atom dari yang Zn^{2+} diserap bertambah, seiring dengan naiknya temperatur. Oleh karena itu Zn^{2+} cenderung meninggalkan kaolin.

5.2 Pengujian Model Keseimbangan

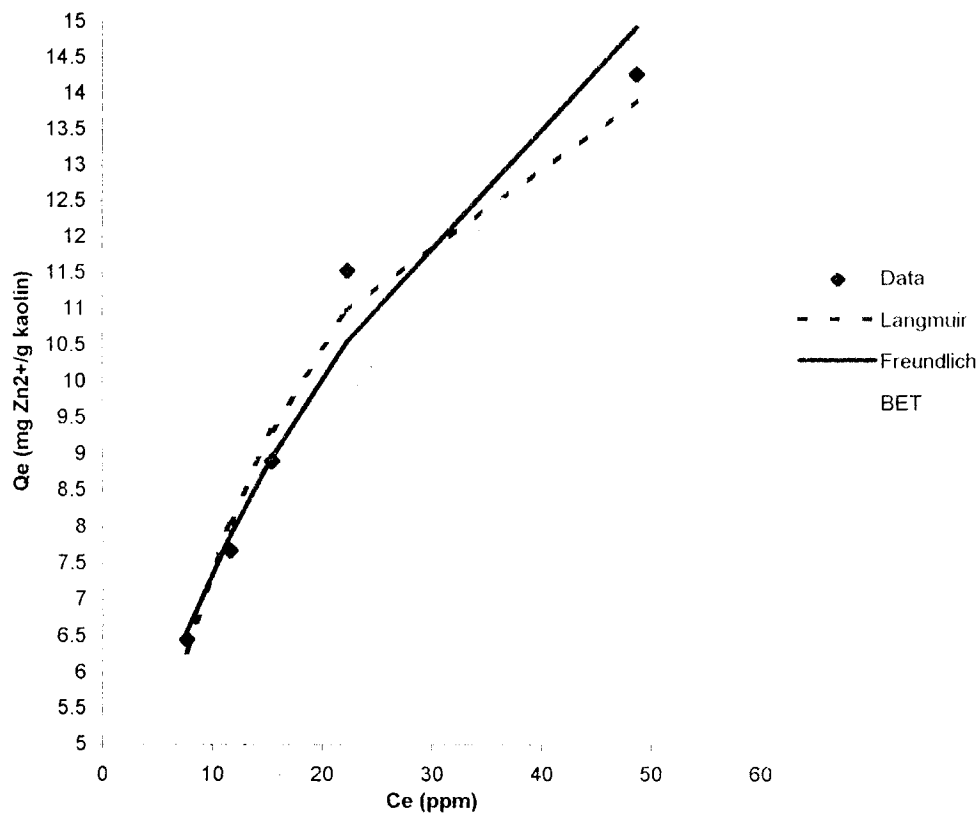
Pengujian model keseimbangan dilakukan dengan menggunakan metode regresi linier untuk setiap variasi suhu adsorpsi maka diperoleh nilai konstanta keseimbangan. Kemudian nilai konstanta keseimbangan tersebut dimasukkan ke dalam masing – masing persamaan model yang ditinjau, akan diperoleh daya jerap hasil perhitungan dan dibandingkan dengan daya jerap hasil penelitian, sehingga akan diperoleh persentase kesalahan. Pada tabel 5.2 akan diperlihatkan harga konstanta keseimbangan, sedangkan perbandingan daya jerap untuk setiap model keseimbangan beserta persentase kesalahan rata – ratanya dapat dilihat pada tabel 5.3 sampai tabel 5.6 dan pada gambar 5.2 sampai 5.4 dapat dilihat perbandingan antara model – model keseimbangan.

Tabel 5.2. Harga konstanta keseimbangan untuk setiap model keseimbangan

Suhu, °C	K Langmuir	K Freundlich	K BET
30	0,0698	2,6503	2,9570
40	0,0681	2,2699	2,4632
50	0,0499	1,7239	1,1171

Tabel 5.3. Perbandingan model – model kesetimbangan pada suhu 30 °C

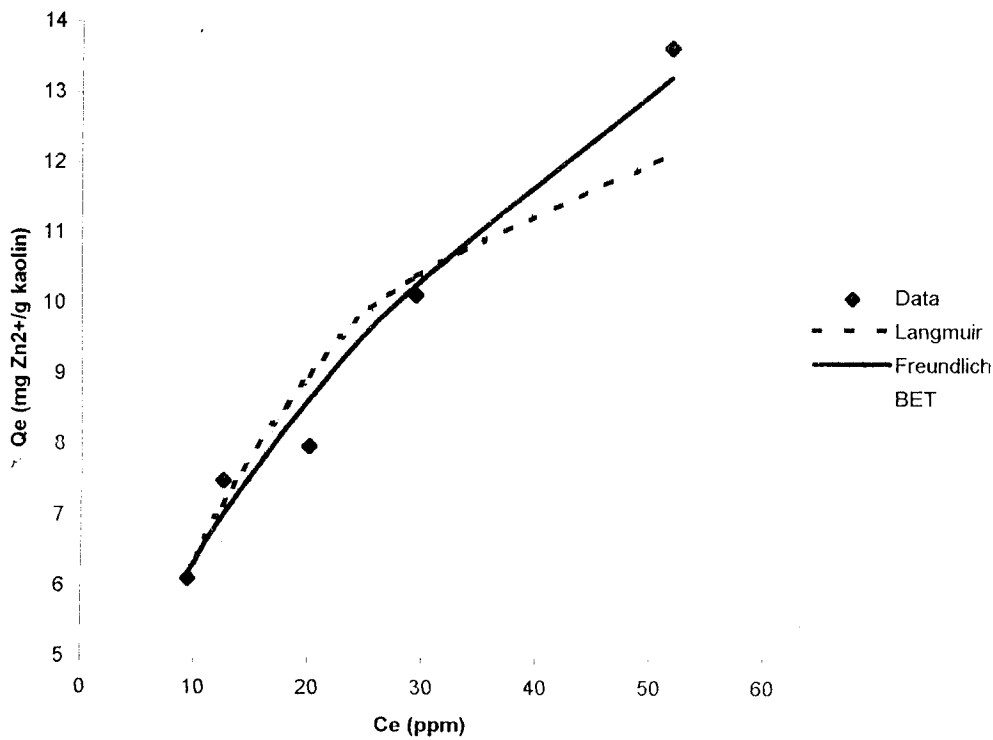
Co	Q Data	Q Langmuir	Q Freundlich	Q BET
40	6,46	6,2775	6,5603	6,7470
50	7,68	8,0518	7,8835	8,1224
60	8,91	9,3301	8,9489	9,0018
% Ralat rerata		3,99	3,53	6,09



Gambar 5.2 Perbandingan model - model kesetimbangan pada suhu 30 °C

Tabel 5.4. Perbandingan model – model kesetimbangan pada suhu 40 °C

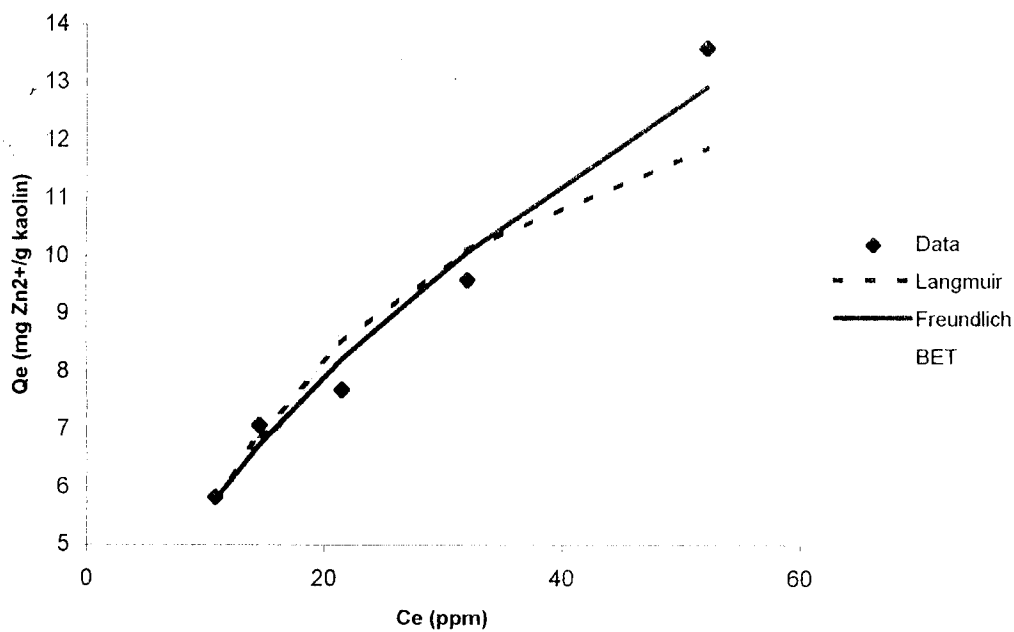
Co	Q Data	Q Langmuir	Q Freundlich	Q BET
40	6,12	6,0858	6,1763	6,2425
50	7,50	7,1547	7,0024	6,6387
60	7,99	8,9860	8,6486	9,1736
% Ralat rerata		6,22	4,05	7,38



Gambar 5.3. Perbandingan model – model kesetimbangan pada suhu 40 °C

Tabel 5.5. Perbandingan model – model kesetimbangan pada suhu 50 °C

Co	Q Data	Q Langmuir	Q Freundlich	Q BET
40	5,84	5,7477	5,7866	5,8298
50	7,09	6,9043	6,7343	6,4539
60	7,70	8,4939	8,2127	8,7086
% Ralat rerata		6,47	4,49	8,54

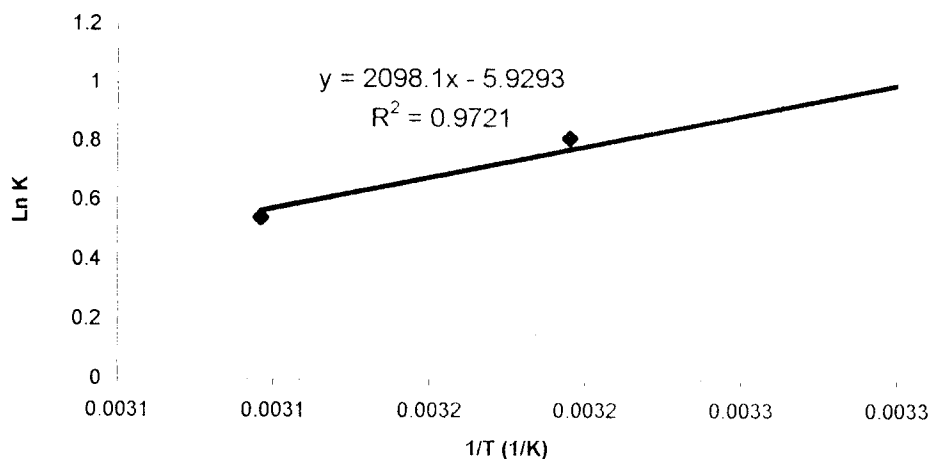


Gambar 5.4. Perbandingan model – model kesetimbangan pada suhu 50 °C

Dari tabel 5.2 dapat dilihat nilai konstanta kesetimbangan dari setiap model kesetimbangan, maka konstanta kesetimbangan semakin menurun seiring dengan kenaikan suhu. Pada tabel 5.3 sampai 5.5 dapat dilihat hasil pengujian terhadap 3 buah model kesetimbangan yang telah di pilih, yakni model kesetimbangan freundlich, langmuir dan BET dengan variasi suhu 30 sampai 50 °C serta konsentrasi dari 40 sampai 60 ppm. Dari hasil perhitungan diperoleh % ralat rerata terkecil yaitu model kesetimbangan freundlich yakni 3,53 % pada suhu 30 °C. Pada model BET terdapat hasil grafik yang kurang baik, hal ini disebabkan model BET merupakan pendekatan model langmuir untuk adsorpsi multilayer [Duong Do., 1998]. Maka dapat diambil kesimpulan bahwa pada penelitian ini model freundlich merupakan model yang cocok untuk memperlihatkan kesetimbangan adsorpsi Zn²⁺.

5.3 Pengaruh Suhu Adsorpsi Terhadap Konstanta Kesetimbangan

Hubungan konstanta kesetimbangan dengan suhu adsorpsi dinyatakan dalam persamaan : $K = K_0 \cdot \exp [-\Delta H/RT]$. Dari gambar 5.5 diperoleh persamaan liniernya $y = 2098,1x - 5,9293$. Sedangkan panas adsorpsi sebesar $-4,1689 \text{ kcal/mol} \cdot ^\circ\text{K}$. Panas adsorpsi adalah perubahan panas atau entalpi sistem yaitu jumlah panas yang dibebaskan oleh adsorbat terhadap adsorben [Bastian. A, 2002]. Maka dapat disimpulkan penelitian ini termasuk pada adsorpsi fisis karena panas adsorpsinya dibawah 20 kcal [Noll dkk, 1992].



Gambar 5.5. Hubungan suhu adsorpsi terhadap konstanta kesetimbangan

5.4 Energi Aktivasi

Dari hasil eksperimen diperoleh energi aktivasi pada suhu $303 \text{ }^\circ\text{K}$ sampai $323 \text{ }^\circ\text{K}$ adalah $E_a = 4,158 \text{ kkal/mol}$. Nilai energi aktivasi ini relatif cukup kecil mendekati harganya bila dibandingkan dengan yang ditemui oleh Eligwe, dkk (1999), yang melakukan studi terhadap lignite-merkuri dengan $E_a = 4,9 \text{ kJ/mol}$ atau $1,17 \text{ kkal/mol}$. Apabila nilai E_a makin tinggi maka proses adsorpsi makin lambat, dan untuk adsorpsi dalam pori biasanya makin lambat daripada adsorpsi pada permukaan

partikel. Rendahnya nilai E_a berarti adsorpsi ion Seng pada permukaan partikel kaolin berlangsung cepat dan proses difusi merupakan pengendali peristiwa adsorpsi.

5.5 Perubahan Entalpi

Dari penelitian ini diperoleh $\Delta H = -0,9865$ kkal/mol pada perbedaan suhu 303 °K dan 323 °K. Nilai ini menunjukkan pada adsorpsi ini terjadi proses eksotermik namun jumlah panas yang dibebaskan relatif kecil. Harga negatif dari ΔH menunjukkan peristiwa adsorpsi pada suhu rendah berlangsung spontan dan ini merupakan salah satu indikasi yang menunjukkan jenis adsorpsi adalah adsorpsi fisika. Pada adsorpsi kimia, panas yang dibebaskan lebih besar dari -25 kkal/mol (Smith,1982).

Tabel 5. nilai $\ln(C/C_0)$ pada variasi suhu

Waktu (menit)	Nilai $\ln(C/C_0)$		
	30 °C	40 °C	50 °C
60	0,192	0,2355	0,2520
120	0,2322	0,2496	0,2910
180	0,2573	0,3338	0,3581

$$\ln X_{m1} \text{ pada suhu } 50 \text{ } ^\circ\text{C} = 323 \text{ } ^\circ\text{K} = \ln C/C_0 = 0,3581$$

$$\ln X_{m1} \text{ pada suhu } 30 \text{ } ^\circ\text{C} = 303 \text{ } ^\circ\text{K} = \ln C/C_0 = 0,2573$$

$$\Delta H = 2 \text{ kal/ mol } ^\circ\text{K} [303 \times 323] ^\circ\text{K} \{ (0,2573 - 0,3581) \} / (323 - 303) ^\circ\text{K}$$

$$\Delta H = -0,9865 \text{ kkal/mol}$$

5.6. Energi Bebas, ΔG

Dari hasil percobaan diperoleh $\Delta G = -4,9007$ kkal / mol, harga negatif dari perubahan panas ini menunjukkan bahwa adsorpsi bersifat spontan dan adsorbat (ion Zn) mempunyai afinitas yang tinggi terhadap adsorbat (partikel kaolin).

5.7. Perubahan Entropi, ΔS

Perubahan entropi (ΔS) dapat dihitung dengan persamaan berikut (Bastian, 2002) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ atau

$$\Delta S = (\Delta H - \Delta G) / T$$

Dari hasil perhitungan didapat nilai, $\Delta S = 12,918$ kkal/mol, hasil yang diperoleh dari perhitungan ini mempunyai nilai positif yang berarti diperkirakan terjadi perubahan struktur pada ikatan antara ion seng dengan kaolin, dan bila nilai entropi lebih besar dari nol menunjukkan suatu proses adsorpsi spontan.