

TEMA 7

FENÓMENOS DE INTERFASES

Cuando existen dos o más fases al mismo tiempo, el límite entre dos de ellas es llamado *interfase*. Las propiedades de las moléculas que forman la interfase son suficientemente diferentes a las de aquellas moléculas que están en el seno de cada fase. Por ejemplo, las moléculas de una interfase gas-líquido pueden existir en un bidimensional estado líquido, sólido o gaseoso, dependiendo de las condiciones de P y T en la interfase. Pueden existir distintos tipos de interfases, dependiendo del estado (sólido, líquido o gaseoso) en el cual se encuentren las dos fases adyacentes.

Para simplificar, podemos dividir estas varias combinaciones en dos grupos: *interfases líquidas* e *interfases sólidas*. En el primer grupo, se asocia una fase líquida con otra líquida (emulsiones) o gaseosa; en el caso de interfases sólidas se habla de sistemas conteniendo interfases sólido-gas y sólido-líquido (suspensiones). Existen además sistemas sólido-sólido, pero no existen interfases gas-gas.

Superficie y tensión superficial

En el estado líquido, las fuerzas cohesivas entre moléculas adyacentes están bien desarrolladas. Las moléculas en el seno del líquido están rodeadas en todas las direcciones por otras moléculas las cuales ejercen igual grado de atracción. De otra manera, las moléculas de la superficie (p.ej. en una interfase líquido-aire) solo pueden desarrollar fuerzas cohesivas atractivas con otras moléculas de líquido que están situadas abajo o adyacentes a ellas. Estas moléculas pueden desarrollar fuerzas adhesivas de atracción con las moléculas que constituyen la otra fase involucrada en la interfase, sin embargo, en el caso de una interfase líquido-gas, estas fuerzas adhesivas de atracción son muy pequeñas.

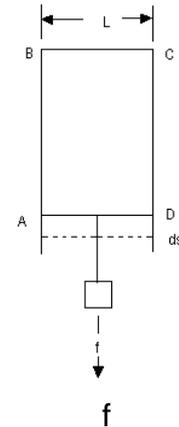
El efecto neto es que las moléculas de la superficie del líquido experimentan una fuerza hacia el seno del mismo. Esta fuerza impulsa a las moléculas de la interfase a estar todas juntas, entonces la superficie se contrae, resultando una tensión superficial. Las gotas de los líquidos tienden a adoptar una forma esférica, porque es la que tiene menor relación superficie/volumen. Esta tensión en la superficie es la fuerza por unidad de longitud que debe ser aplicada paralela a la superficie para contrabalancear el impulso hacia adentro. La tensión superficial tiene unidades de fuerza por unidad de longitud, dynas/cm. La *tensión interfacial* entonces es la fuerza por unidad de longitud que existe en una interfase entre dos fases inmiscibles, y al igual que la tensión superficial, tiene unidades de dynas/cm. El término tensión interfacial luego se extiende y es usado para hacer referencia a una interfase líquido-líquido (γ_{LL}); sólido-sólido (γ_{SS}) ó líquido-sólido (γ_{LS}). El término tensión superficial está reservado al caso donde una de las dos fases es vapor, sólido-vapor ó líquido vapor, que se escriben simplemente γ_S ó γ_L .

Generalmente, las *tensiones interfaciales* son menores que las *tensiones superficiales*, porque las fuerzas adhesivas entre dos fases líquidas formando una interfase son mayores que cuando existen juntas una fase líquida y una gaseosa. Cuando dos líquidos son totalmente miscibles, no existe tensión interfacial.

La tensión superficial es una fuerza por unidad de longitud que puede ser ilustrada a través de un marco de alambre de tres lados fijos y un cuarto móvil. Se extiende un film de jabón formando el área ABCD que puede ser estirado aplicando una fuerza f (como una masa colgante) a la barra móvil, de longitud L , la cual actúa contra la tensión superficial del film de jabón. Cuando la masa es removida, el film se contrae debido a la tensión superficial. Obsérvese la figura.

La tensión superficial, γ de la solución formando el film es entonces una función de la fuerza que debe ser aplicada sobre la barra móvil en contacto con el film para romperlo. Dado que el film de jabón tiene dos interfases líquido-gas (una arriba y una abajo del plano del papel) el largo total de contacto es en efecto igual a dos veces la longitud de la barra. De esta manera:

$$\gamma = \frac{f}{2L} \quad (1)$$



donde f es la fuerza requerida para romper el film y L la longitud de la barra móvil.

Energía superficial

Para evaluar el trabajo realizado (o la energía puesta en juego) para aumentar el área de la superficie podemos despejar de la ec. 1: $f = \gamma 2L$. Cuando la barra está en la posición AD en la figura y se agrega una masa para extender la superficie una distancia dS , el trabajo (fuerza por distancia) es:

$$dW = fdS = \gamma 2LdS \quad (2)$$

y, dado que $2L dS$ es igual al aumento del área de la superficie, dA producida por la extensión de la película de jabón,

$$dW = \gamma dA \quad (3)$$

y para un rango finito:

$$W = \gamma \Delta A \quad (4)$$

en la cual W es el trabajo realizado o el incremento de energía libre superficial expresada en ergios, γ es la tensión superficial en dynas/cm, y ΔA es el incremento del área en cm^2 . La tensión superficial puede de esta manera ser definida como el trabajo por unidad de área requerido para producir una nueva superficie (4).

A P y T constantes, la tensión superficial puede ser vista como un incremento en la energía libre de Gibbs por unidad de área. De esta manera, la ecuación (4) puede ser escrita como:

$$\gamma = \left(\frac{\delta G}{\delta A} \right)_{P,T} \quad (5)$$

esta definición tiene la ventaja de que una variable dependiente del camino, como lo es el trabajo, se reemplaza en una función independiente del mismo, G. De esta manera, muchas de las relaciones que se aplican a G también se pueden aplicar a γ . Esto permite computar la entalpía y entropía de una superficie:

$$G^S = \gamma = H^S - TS^S \quad (6) \quad \text{y}$$

$$\left(\frac{\delta G^S}{\delta T} \right)_P = \left(\frac{\delta \gamma}{\delta T} \right)_P = -S^S \quad (7)$$

Reemplazando (7) en la ec. (6):

$$\gamma = H^S + T \left(\frac{\delta \gamma}{\delta T} \right)_P \quad (8)$$

De esta manera, graficando la tensión superficial contra la temperatura absoluta, se puede obtener a partir de la pendiente ($\delta\gamma/\delta T$), y determinar $-S^S$ (ergios/ $^\circ\text{C}^2$). Si no existen variaciones grandes de entalpía dentro de un rango determinado de temperatura, a partir de la ordenada al origen se puede determinar el valor de H^S (ergios/ cm^2).

Interfases líquido-líquido

Trabajo de cohesión y adhesión

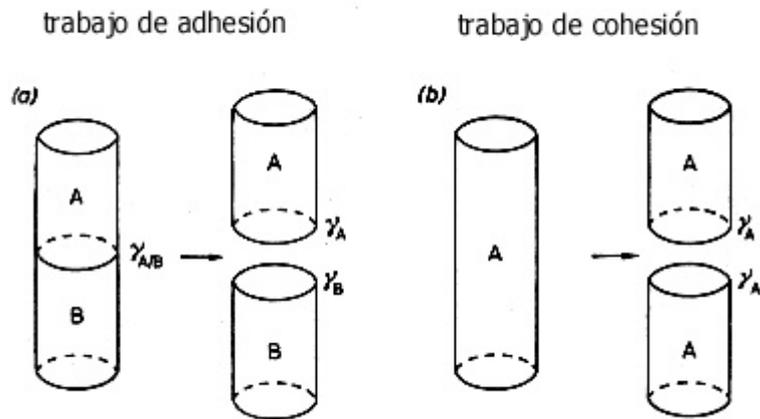
Consideraremos que tenemos un cilindro de líquido de 1 cm^2 de sección, donde se quiere separar el trozo superior del inferior según un plano de 1 cm^2 . El trabajo que es necesario hacer contra las fuerzas de cohesión del líquido corresponde a la creación de dos interfases A/aire y será:

$$W_{Cohes} = 2\gamma_A \quad (9)$$

y la energía libre de superficie del sistema también se verá aumentada en el valor correspondiente, pues la extensión de su superficie también se aumentó.

Ahora, cuando se separa un líquido A de otro B no miscible con el anterior, el trabajo necesario para hacerlo está relacionado con la formación de dos interfases: A/aire y B/aire y a la supresión de la interfase de adhesión A/B:

$$W_{Adhes.} = \gamma_A + \gamma_B - \gamma_{AB} \quad (10)$$



Trabajo de extensión

Si la densidad de estos dos líquidos no miscibles es distinta, vamos a suponer que la densidad de A es superior a la de B, y se deposita una gota de B en la superficie de A, sin que exista mojado, B forma una lenteja en la superficie de A, por el contrario, si hay mojado, la extensión de B en la superficie de A puede llegar hasta la formación de una capa monomolecular. El trabajo necesario, llamado de extensión corresponde a la formación de una interfase A/B y B/aire, y a la desaparición de una interfase A/aire. Entonces, el trabajo de extensión por unidad de área es:

$$W_{Extens.} = \gamma_{AB} + \gamma_B - \gamma_A \quad (11)$$

Ahora, para que la extensión prosiga espontáneamente, se necesita que, a un aumento infinitesimal en la extensión de la gota corresponda una disminución en la energía libre de la superficie, por lo tanto, que la expresión anterior tome un valor negativo.

La ecuación (11) también puede ser expresada en función del coeficiente de extensión (S):

$$S = W_{Adhes.} - W_{Cohes.} = \gamma_A - (\gamma_{AB} + \gamma_B) \quad (12)$$

en este caso, la extensión se produce si S es positivo, es decir si $W_{Adhes.} > W_{Cohes.}$

La extensión o ausencia de la misma para dos líquidos sólo es válida al principio del proceso, después de un cierto tiempo, los dos líquidos se saturan uno del otro, lo que puede modificar los valores de tensión superficial y de interfase, hasta llegar a cambiar incluso el sentido del proceso.

Contacto entre un líquido y un sólido

Cuando una pequeña cantidad de un líquido se coloca sobre una superficie plana, la forma de la gota dependerá de su naturaleza y de las fuerzas existentes entre las dos fases. Las situaciones extremas que se pueden dar son: que la gota se extienda tratando de cubrir la mayor superficie posible del sólido, o bien que la gota no se extienda. Puede observarse en la figura la interfase sólido-líquido y el ángulo θ medido en el líquido que recibe el

nombre de ángulo de contacto. Los mismos conceptos de trabajo de adhesión u cohesión pueden ser aplicados a este sistema sólido-líquido. El coeficiente de extensión en este caso estará dado por:

$$S = \gamma_s - (\gamma_{sL} + \gamma_L) \quad (13)$$

En este caso, se presenta el problema de que γ_s y γ_{sL} no pueden ser medidos directamente, y por lo tanto no se encuentran en tablas. Este inconveniente se puede obviar recurriendo a las ecuaciones de Young que dan la relación entre la tensión superficial de la interfase sólido/aire y de la interfase sólido/líquido con el ángulo de contacto. La ecuación de Young establece:

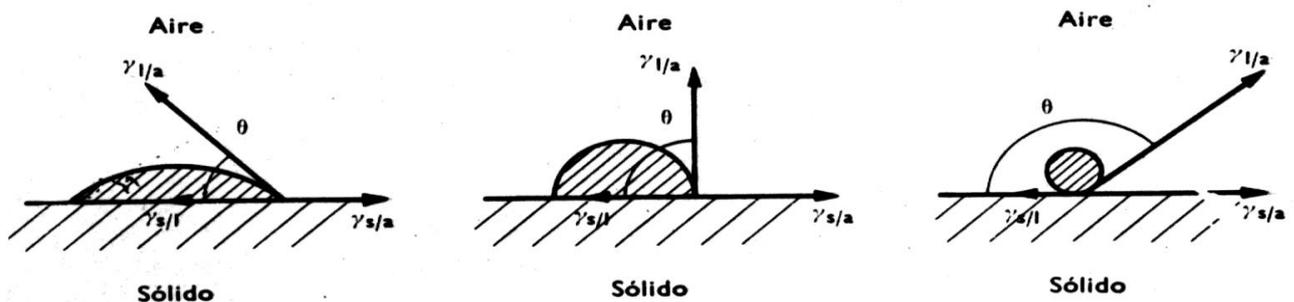
$$\gamma_s = \gamma_{sL} + \gamma_L \cos \theta \quad (14)$$

Sustituyendo (14) en la ec. (13) se tendrá:

$$S_{sL} = \gamma_L (\cos \theta - 1) \quad (15)$$

que nos permitirá predecir el comportamiento de un líquido al ponerse en contacto con un sólido si conocemos la tensión superficial del líquido en contacto con el aire y el ángulo de contacto entre la gota líquida y la superficie del sólido.

En el caso extremo de humectación perfecta o mojado total, el ángulo de contacto tendría un valor de cero; por el contrario la humectación nula implica un ángulo de 180° aunque estos valores prácticamente no se alcanzan. Puede observarse en la ecuación que el menor valor posible para el ángulo de contacto es de 0° ($\cos 0^\circ = 1$). Por lo tanto, el coeficiente de extensión de líquidos en sólidos tiene siempre un valor negativo y, a medida que el valor numérico se va acercando a 0, es decir, es menos negativo, tendrá mayor tendencia a extenderse sobre la superficie del sólido.



Ángulos de contacto sólido-líquido

Como ejemplo, podemos decir que el ángulo θ entre Hg/acero es $= 154^\circ$, ángulo θ entre agua/parafina es $= 110^\circ$ y θ entre agua/polietileno es $= 94^\circ$. Se pueden conseguir valores de θ altos cuando se le aplica al vidrio un revestimiento con silicona o derivados de dimetil silanos ya que vuelve lipofílica a la superficie del vidrio.

Tensión superficial y adsorción

La relación encontrada por Gibbs entre la concentración de soluto en la solución y la variación que produce en la tensión superficial de ésta contiene el exceso de concentración superficial (Γ ; molec.cm⁻²) y expresa que:

$$-d\gamma = \sum_i \Gamma_i d\mu_i \quad (16)$$

Esta es la forma mas general de la ecuación de Gibbs y puede utilizarse para cualquier solución, con cualquier solvente y para uno o varios solutos. Consideraremos el caso más simple de un soluto, entonces llamaremos (1) al solvente y (2) al soluto:

$$-d\gamma = \Gamma_1 d\mu_1 + \Gamma_2 d\mu_2 \quad (17)$$

El potencial químico está relacionado con la actividad según:

$$\mu = \mu^o + RT \ln a \quad (18)$$

μ^o : Potencial químico de un estado de referencia; R: cte. de los gases; T: temperatura absoluta y a: actividad de la sustancia. Al diferenciar se tiene:

$$d\mu = RT d \ln a \quad (19)$$

y sustituyendo en la ec. (17) se tendrá:

$$-d\gamma = \Gamma_1 RT d \ln a_1 + \Gamma_2 RT d \ln a_2 \quad (20)$$

Si la solución es muy diluida, el exceso de concentración de solvente, Γ_1 es muy pequeño, entonces el primer término que está sumando en la ecuación anterior se hace despreciable, por lo tanto, para una solución binaria diluida ($a \approx c$):

$$-d\gamma = \Gamma_2 RT d \ln C_2 \quad (21)$$

C_2 representa la concentración molar del soluto. Una de las aplicaciones mas importantes de esta ecuación simplificada es que nos permite predecir cual será el valor y el signo del exceso de concentración superficial del soluto en soluciones de sustancias tensioactivas por la simple medida de la tensión superficial de soluciones con diferentes concentraciones del soluto.

Si despejamos Γ_2 :

$$\Gamma_2 = -\frac{1}{RT} \left(\frac{d\gamma}{d \ln C_2} \right) \quad (22)$$

y, dado que: $d \ln C_2 = \frac{dC_2}{C_2}$

la ecuación (22) queda:

$$\Gamma_2 = -\frac{C_2}{RT} \left(\frac{d\gamma}{dC_2} \right) \quad (23)$$

Supongamos que realizamos mediciones de tensión superficial de soluciones de diferentes concentraciones de un agente tensioactivo que disminuye la tensión superficial del agua, a P y T constantes: la ec. (23) nos permitirá predecir la existencia o no de un fenómeno interfacial denominado adsorción en superficies líquidas.

Se puede decir que:

- a- Haciendo mediciones de tensión superficial de soluciones con concentraciones crecientes de un soluto, la tensión superficial de la solución disminuye a medida que aumenta la concentración del soluto: habrá más moléculas de soluto en la interfase que en el seno de la solución, dicho de otra manera, el soluto se adsorbe en la interfase, o también se puede decir, hay un exceso de soluto en la interfase. (ejemplo: soluciones de sustancias orgánicas).
- b- Si midiendo experimentalmente las tensiones superficiales de soluciones de concentración creciente de un soluto dado, la tensión superficial aumenta a medida que aumenta la concentración del soluto, podremos predecir que habrá menos moléculas de soluto en la interfase que en el seno de la solución. En este caso, el soluto se desorbe en la interfase solución/aire (ejemplo: soluciones de electrolitos).

Adsorción en sólidos

La adsorción de material en interfases sólidas puede tener lugar a partir de líquidos o gases. Si agitamos un sólido finamente dividido en una solución diluida de un colorante, observamos que disminuye la intensidad del color en la solución. Si colocamos un sólido finamente dividido en contacto con un gas a baja presión, la presión disminuye de forma considerable. En ambos casos, el gas o el colorante son adsorbidos en la superficie. La magnitud del efecto depende de la temperatura, la naturaleza de la sustancia adsorbida (el adsorbato), la naturaleza y estado de subdivisión del adsorbente (el sólido dividido finamente) y la concentración del colorante o la presión del gas. El estudio de la adsorción de gases tiene diversas aplicaciones, como por ejemplo, remover olores en ambientes y alimentos, operar máscaras de gas, y medida de las dimensiones de partículas en un polvo. Los principios de la adsorción sólido-líquido son utilizados para decolorar soluciones, cromatografía de adsorción, detergencia, etc.

Isoterma de Freundlich

Una ecuación que relaciona la cantidad de sustancia que se une a la superficie con la concentración en la fase gaseosa o en solución, a temperatura constante, recibe el nombre de isoterma de adsorción. Se han desarrollado numerosas isotermas de adsorción, aquí mencionaremos solamente tres de ellas.

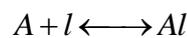
La isoterma de Freundlich, fue una de las primeras ecuaciones propuestas para relacionar la cantidad adsorbida con la concentración del material en la solución:

$$m = kc^n \quad (24)$$

donde m es la masa adsorbida por unidad de masa de adsorbente; c es la concentración; k y n son constantes. Midiendo m como una función de c y graficando log m vs. log c, es posible hallar los valores de n y k a partir de la pendiente y la intersección de la recta. La isoterma de Freundlich falla si es muy alta la concentración (o presión) del adsorbato. La isoterma de Freundlich es empírica, para sistemas no ideales.

Isoterma de Langmuir

Langmuir desarrolló una isoterma expresando la adsorción como el siguiente equilibrio:



A: representa una molécula de adsorbato, l: un sitio libre en la superficie y Al: una molécula adsorbida, o un sitio ocupado sobre la superficie. Entonces, la constante de equilibrio K puede escribirse de la siguiente manera:

$$K = \frac{C_{Al}}{C_A C_L} \quad (25)$$

Llamamos L al número total de sitios activos:

$$L = C_{Al} + C_l$$

Despejando C_l y reemplazando en la ec. (25) podemos obtener una expresión para C_{Al} :

$$C_{Al} = \frac{KC_A L}{1 + KC_A} \quad (26)$$

Esta ecuación corresponde a una hipérbola rectangular. Una característica de la isoterma es que la superficie se satura a altas concentraciones o presiones. Si la invertimos y multiplicamos por C_A obtenemos la forma lineal de la expresión:

$$\frac{C_A}{C_{Al}} = \frac{1}{KL} + \frac{C_A}{L} \quad (27)$$

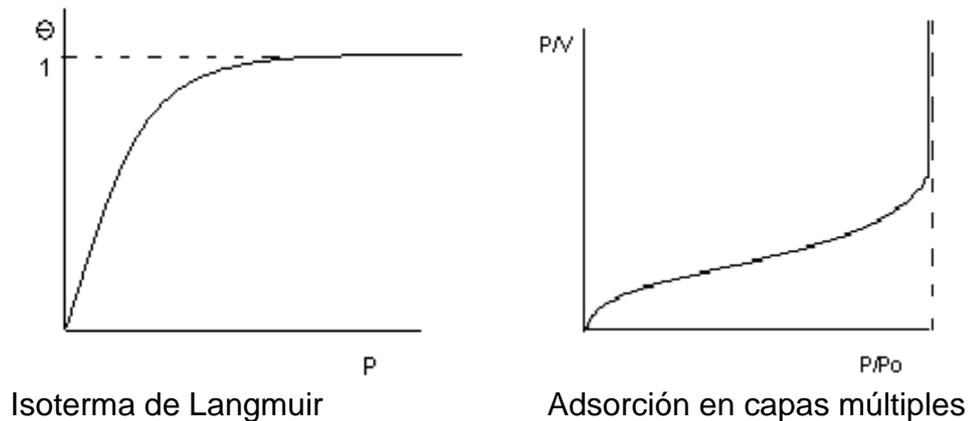
Una gráfica de C_A/C_{AL} versus C_A nos permitirá determinar el valor de L a partir de la pendiente, y luego K a partir de la ordenada al origen.

Cuando se trata de gases, la forma más comúnmente utilizada de la ecuación de Langmuir es la siguiente:

$$\theta = \frac{Kp}{1 + Kp} \quad (28)$$

donde θ representa la fracción de lugares ocupados en la superficie y p la presión del gas. En la expresión anterior, si reemplazamos p por C_A (concentración) obtenemos una expresión equivalente a (26), a partir de la cual puede obtenerse su inversa llegando así a una forma lineal de la expresión, para obtener los parámetros de adsorción.

La isoterma de Langmuir sirve solamente para los sistemas que se adsorben en monocapa. Después de que la superficie se ha cubierto de una capa de moléculas adsorbidas, queda saturada, solo puede existir una adsorción adicional sobre la capa ya presente, y en general es de tipo débil.



Adsorción Física y Adsorción Química

Si la interacción entre el adsorbato y la superficie del adsorbente se debe sólo a las fuerzas de van der Waals, se trata de adsorción física o de van der Waals. Las moléculas adsorbidas están ligadas débilmente a la superficie y los calores de adsorción son bajos (menos de 20 kJ) y comparables al calor de vaporización del adsorbato. El aumento de temperatura disminuye considerablemente la adsorción.

Como las fuerzas de van der Waals son las mismas que producen la liquefacción, no se produce adsorción a temperaturas muy superiores a la temperatura crítica del adsorbato gaseoso. Por lo tanto, si la presión del gas tiene valores cercanos a la presión de vapor de equilibrio para el adsorbato líquido, se producirá una adsorción más extensa, adsorción en capas múltiples. Este marcado aumento de la adsorción indica el inicio de la liquefacción del gas, que tiene lugar a la presión p^0 en ausencia del sólido.

Si las moléculas adsorbidas reaccionan químicamente con la superficie, el fenómeno se denomina adsorción química. Como en este caso se rompen y forman enlaces, el calor de adsorción tiene valores análogos a los de una reacción química, desde unos pocos kJ hasta 400 kJ. La adsorción química no va más allá de la formación de una monocapa en la superficie. Por esta razón, una isoterma tipo Langmuir que predice una monocapa y nada más, es apropiada para interpretar los datos. La isoterma de Langmuir predice un calor de adsorción independiente de θ , la fracción de superficie cubierta en el equilibrio. Se ha observado que para muchos sistemas, el calor de adsorción disminuye con el aumento de superficie cubierta. Si el calor de adsorción depende de la superficie cubierta, tendremos que emplear una isoterma más elaborada que la de Langmuir.

Las diferencias entre la adsorción física y la química son evidentes cuando se analiza el comportamiento del nitrógeno sobre hierro. A $-190\text{ }^\circ\text{C}$ (nitrógeno líquido), el nitrógeno se adsorbe físicamente sobre el hierro como moléculas de nitrógeno, N_2 . La cantidad de N_2

adsorbido disminuye rápidamente con el aumento de la temperatura. A temperatura ambiente, el hierro no adsorbe al N₂. A temperaturas altas (500 °C), el N₂ es adsorbido químicamente sobre la superficie del hierro como átomos de nitrógeno.

Isoterma de Brunauer, Emmet y Teller (BET)

Otra isoterma de importancia fue la propuesta por Brunauer, Emmet y Teller , conocida como isoterma de BET. Es una extensión de la descripción de Langmuir para tener en cuenta la fisisorción de capas adicionales de moléculas adsorbidas. Fue derivada equilibrando las velocidades de adsorción y condensación de las diversas capas, e incluye la suposición de que hay una entalpía de adsorción para la primera capa y que la entalpía de liquefacción es aplicable a partir de la segunda capa. La ecuación se ha expresado de distintas formas, y una de las más sencillas es:

$$\frac{P}{V(P_0 - P)} = \frac{1}{V_m C} + \frac{(C-1) P}{C V_m P_0} \quad (29)$$

V es el volumen de gas adsorbido a la presión P; V_m es el volumen que puede adsorberse como monocapa; P₀ es la presión de vapor de saturación y C es la constante de equilibrio para la adsorción. Graficando el término de la derecha de la expresión anterior versus P, se pueden determinar V_m y C. Para el caso simple de adsorción en monocapa, la isoterma de BET se reduce a la isoterma de Langmuir.

La isoterma de BET es de gran importancia para determinar las áreas superficiales.

A partir del valor de V_m en CNPT podemos calcular N_m, número de moléculas necesarias para formar una monocapa:

$$N_m = \frac{V_m N_A}{22400} \quad (30)$$

N_A representa el número de Avogadro. Luego de determinar N_m se puede conocer el área de superficie de un sólido finamente dividido.

Si escribimos las constantes de equilibrio, K₁ y K, en función de los cambios estándar de la energía de Gibbs para las transformaciones, entonces

$$K_1 = \exp\left(-\frac{\Delta G_1^0}{RT}\right) \quad (31) \quad \text{y} \quad K = \exp\left(-\frac{\Delta G_{liq}^0}{RT}\right) \quad (32)$$

donde ΔG₁⁰ es la energía de Gibbs estándar para la adsorción de la primera capa y ΔG_{liq}⁰ es la energía de Gibbs estándar de liquefacción. Dividiendo la primera de las ecuaciones por la segunda, obtenemos C:

$$C = \left(\frac{K_1}{K}\right) = \exp\left(-\frac{\Delta G_1^0 - \Delta G_{liq}^0}{RT}\right) \quad (33)$$

Utilizando las relaciones:

$$\Delta G_1^0 = \Delta H_1^0 - T\Delta S_1^0 \quad (34) \quad y$$

$$\Delta G_{liq}^0 = \Delta H_{liq}^0 - T\Delta S_{liq}^0 \quad (35)$$

Y suponiendo que $\Delta S_1^0 \approx \Delta S_{liq}^0$ (esto es, la pérdida de entropía es la misma sin importar en que capa se coloca la molécula), la ecuación (33) se convierte en:

$$C = \left(\frac{K_1}{K} \right) = \exp \left(- \frac{(\Delta H_1^0 - \Delta H_{liq}^0)}{RT} \right) \quad (36)$$

Obsérvese que el calor de liquefacción, ΔH_{liq}^0 es el negativo del calor de vaporización, ΔH_{vap}^0 , de forma que tenemos $\Delta H_{liq}^0 = -\Delta H_{vap}^0$ y,

$$C = \left(\frac{K_1}{K} \right) = \exp \left(- \frac{(\Delta H_1^0 + \Delta H_{vap}^0)}{RT} \right) \quad (37)$$

Tomando logaritmo natural y reordenando obtienen la ecuación (38):

$$\Delta H_1^0 = -\Delta H_{vap}^0 - RT \ln C \quad (38)$$

Es decir, dado que conocemos el ΔH_{vap}^0 del adsorbato, se puede calcular ΔH_1^0 a partir del valor medido de C. En todos los casos se encuentra que $C > 1$, lo que implica que $\Delta H_1^0 < \Delta H_{liq}^0$. La adsorción en la primera capa es más exotérmica que la licuefacción.

La adsorción siempre se produce con liberación de calor, por lo tanto la entalpía de adsorción es siempre negativa. El motivo es que siempre en la adsorción hay disminución de entropía, entonces si ΔS^0 es negativo; ΔH^0 debe ser negativo para que ΔG^0 sea negativo y la adsorción se produzca espontáneamente.

La medición de las áreas superficiales y de ΔH_1^0 ha contribuido a aumentar el conocimiento de la estructura de superficies y es algo particularmente valioso para el estudio de la catálisis. Un punto importante a tener en cuenta es que el área real de cualquier superficie sólida es sustancialmente mayor que su área geométrica aparente. Incluso una superficie pulida como un espejo tiene colinas y valles en la escala atómica, siendo el área real probablemente 2 ó 3 veces el área aparente. Para polvos finamente divididos o materiales porosos y esponjosos, la relación es con frecuencia mucho mayor: 10 a 1000 veces en algunos casos.

