



UNIDAD VII: Biofísica de la respiración. Leyes fundamentales de los gases: Boyle y Mariotte. Gay Lussac. Ecuación general de los gases ideales. Ley de Dalton de las presiones parciales. Ley de la difusión de los gases. Mecánica respiratoria. Intercambio de gases en los pulmones. Transporte de oxígeno y anhídrido carbónico. Anoxias.

Gases

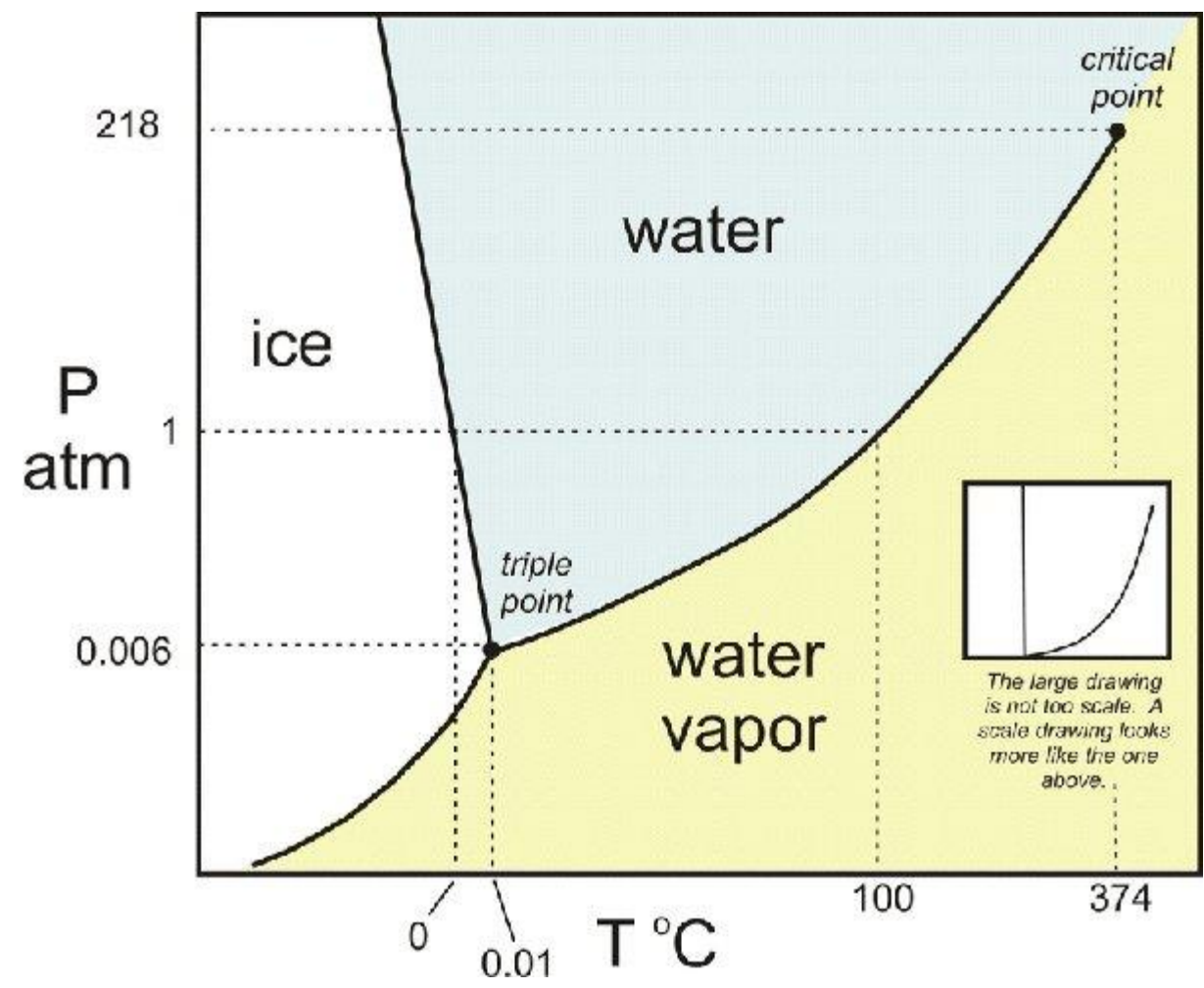
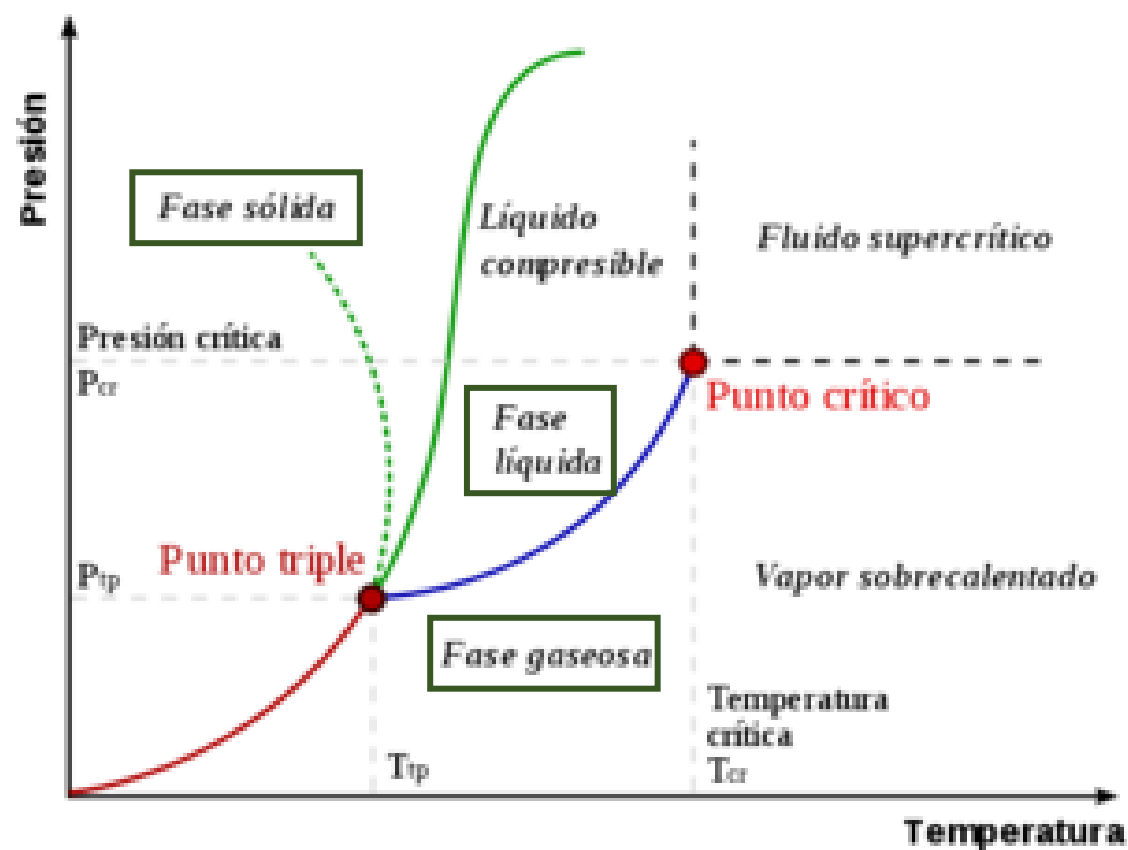
Generalidades: Estado gaseoso

Dependiendo de las condiciones de presión y temperatura todas las sustancias pueden presentarse en alguno de los estados de agregación de la materia: sólido, líquido o gaseoso. Dadas las condiciones existentes en la superficie terrestre, sólo algunos compuestos pueden hallarse de modo natural en los tres estados, tal es el caso del agua. La mayoría de las sustancias se presentan en un solo estado.

Así, por ejemplo, los metales o los elementos que constituyen los minerales se encuentran en estado sólido y el oxígeno o el CO_2 en estado gaseoso.

Particularmente el estado gaseoso, es en diversos aspectos más sencillo que el líquido y el sólido. Las moléculas que constituyen un gas están muy separadas entre ellas con lo cual casi no son atraídas unas por otras, por lo que se mueven de manera aleatoria a gran velocidad, se encuentran prácticamente libres, de modo que son capaces de distribuirse por todo el espacio en el cual son contenidos. Las fuerzas gravitatorias y de atracción entre las moléculas son despreciables, en comparación con la velocidad a que se mueven.

Gases



Gases

Características/propiedades de los gases en general:

- Estado más simple en que se encuentra la materia.
- No tienen ni volumen ni forma definido, ocupan completamente el volumen del recipiente que los contiene adoptando su forma.
- Son fácilmente compresibles (debido a que existen enormes espacios vacíos entre unas moléculas y otras).
- Los gases ejercen presión sobre cualquier superficie que entren en contacto ya que están en continuo movimiento.
- Difunden fácilmente.
- Fuerza de cohesión es nula.

Cinética Molecular

La **teoría cinética de los gases** se enuncia en los siguientes postulados, y representa la interpretación molecular del comportamiento del **gas ideal**:

1. Un gas está constituido por moléculas pequeñísimas ubicadas a gran distancia entre sí; su tamaño (volumen) se considera despreciable en comparación con los espacios vacíos que hay entre ellas.
2. Las moléculas de un gas son totalmente independientes unas de otras, de modo que no existe atracción ni repulsión intermolecular alguna. Con lo cual las moléculas se desplazan en línea recta hasta que colisionan.
3. Las moléculas de un gas se encuentran en movimiento continuo, en forma desordenada; chocan entre sí y contra las paredes del recipiente, dando lugar a la presión del gas.
4. Los choques de las moléculas son elásticos, no hay pérdida ni ganancia de energía cinética, aunque puede existir transferencia de energía entre las moléculas que chocan.
5. La energía cinética media de las moléculas, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas; se considera nula en el cero absoluto.

Desviaciones a la idealidad. Gases reales

Se establece que los gases se comportan de manera ideal sólo en determinadas condiciones, estas son: temperaturas altas y presiones muy bajas. Al alejarnos de dichas condiciones presentan un comportamiento real, con lo cual las suposiciones realizadas para la idealidad no son válidas, debido a esto, un gas real presenta las siguientes características:

- El tamaño de sus moléculas no es despreciable.
- Los choques entre las moléculas y con la pared del recipiente hacen que se pierda energía cinética.
- Debido a que las moléculas interactúan unas con otras, actuando fuerzas atractivas o repulsivas, dependiendo de las distancias entre las moléculas, las trayectorias de desplazamiento ya no suponen líneas rectas.
- No se rigen por las Leyes de los gases ideales, sino por la Ecuación de Van der Waals, la cual considera el covolumen (volumen ocupado por las moléculas) y la presión interna (producida por las interacciones entre las moléculas).

Ecuación de van der Waals

La ecuación de van der Waals es una modificación de la ley de gas ideal con el fin de tener en cuenta el tamaño molecular y las fuerzas de interacción moleculares, permitiendo describir de forma más satisfactoria el comportamiento de los gases al alejarse de las condiciones de alta temperatura y baja presión. Su expresión es la siguiente:

$$\left(P + a \frac{n^2}{V^2}\right) (V - nb) = nRT$$

Donde:

P: presión del gas,

V: volumen del gas,

T: temperatura absoluta del gas,

R: constante universal de los gases,

n: número de moles del gas,

b: constante que tiene en cuenta el volumen de las moléculas o covolumen,

a: constante que tiene en cuenta las interacciones entre las moléculas.

a y b son valores particulares para cada gas.

Leyes de los gases ideales

Estas leyes describen el comportamiento de los gases en condiciones de idealidad (altas temperaturas y bajas presiones).

$$PV = nRT$$

Ley de Boyle y Mariotte

Esta ley relaciona el volumen y la presión de una cierta masa de gas cuando su temperatura no varía (proceso isotérmico). El postulado dice: El volumen de una masa de gas determinada a temperatura constante es inversamente proporcional a la presión.

Matemáticamente esto queda expresado como:

$$P \cdot V = K_1$$

Donde:

P: presión del gas,

V: volumen del gas,

K_1 : constante de proporcionalidad que depende de la temperatura, de la masa y naturaleza del gas.

Ley de Boyle y Mariotte

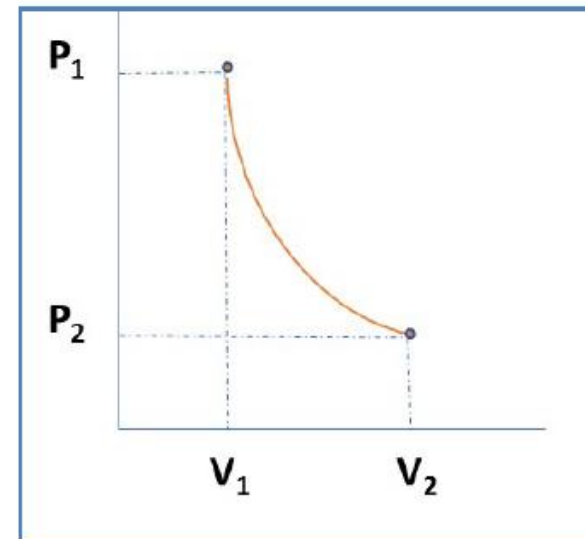
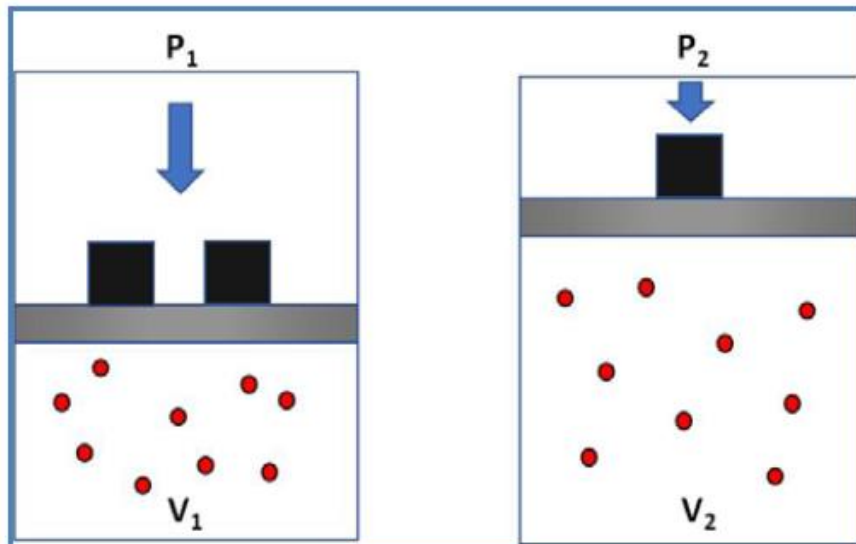
Si consideramos que una cierta masa de un gas cambia de un estado inicial 1 a un estado final 2, esta ley puede expresarse como:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Dónde:

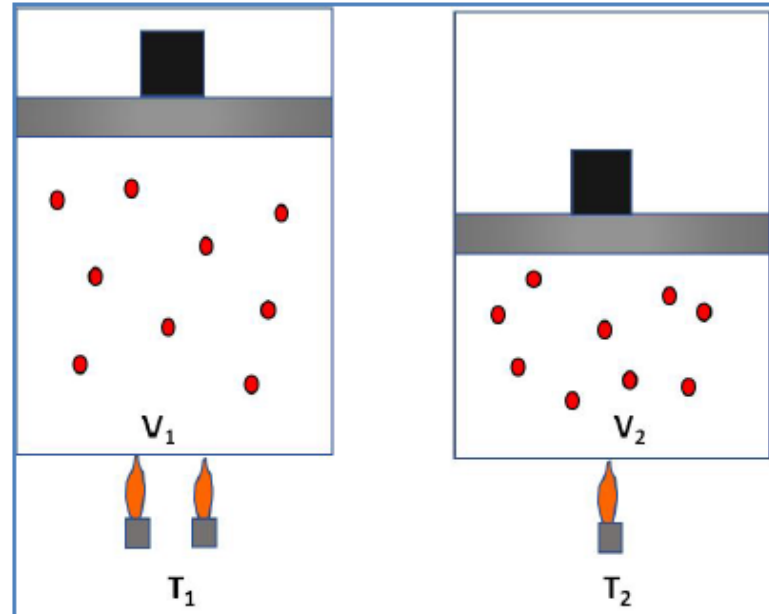
P1: presión del gas en el estado 1,
V1: volumen del gas en el estado 1,
P2: presión del gas en el estado 2,
V2: volumen del gas en el estado 2.

En la figura A se representa mediante un esquema la aplicación de esta ley. En este ejemplo, el gas se encuentra en un recipiente a temperatura constante y experimenta un cambio de presión, de P1 a P2 (disminución), con lo cual el volumen que ocupa cambia, aumentando de V1 a V2, verificándose la ley mencionada. La figura B grafica cómo es la evolución de ambas variables, presión y volumen, a temperatura constante.



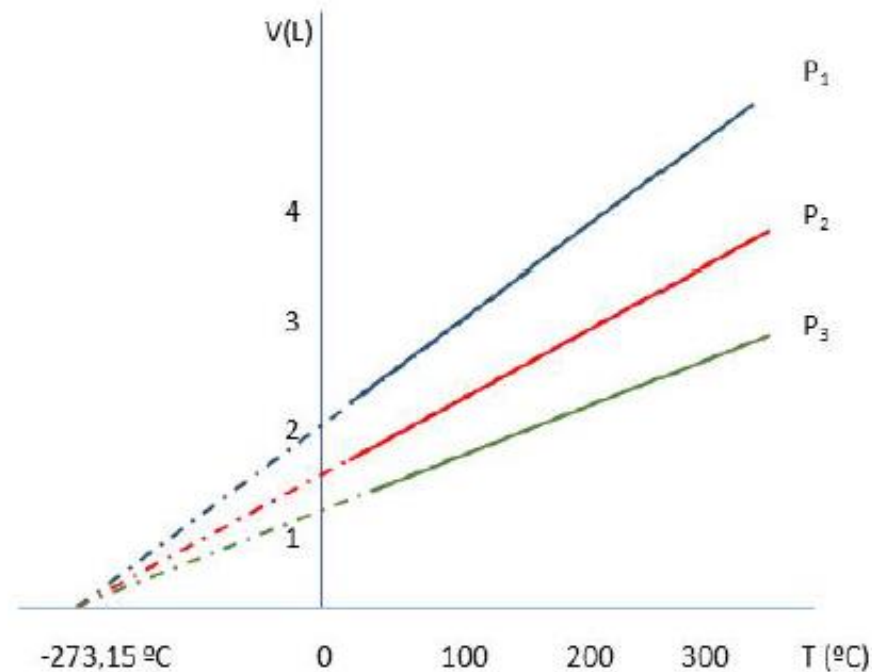
Ley de Charles-Gay Lussac

Esta ley enunciada por ambos científicos, parte de la base experimental que cuando una cierta masa de gas se calienta a presión constante, ésta presenta un aumento de volumen, se expande, en cambio cuando se enfría, se contrae.



Ley de Charles-Gay Lussac

Entonces, para una presión determinada, si graficamos los cambios de volumen que experimenta una masa de gas al variar su temperatura resulta una línea recta como se muestra en la figura. Las líneas llenas representan este comportamiento en la práctica ya que por debajo de cierta temperatura, los gases se convierten en líquidos (líneas punteadas). Se puede ver también en este gráfico que todas las líneas llegan a un mismo valor, $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$, el cual corresponde al cero absoluto o cero Kelvin:



Ley de Charles-Gay Lussac

Estas experiencias dieron lugar al postulado de la Ley Charles-Gay Lussac: El volumen de una determinada masa de gas, a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

Matemáticamente esta ley queda expresada como:

$$\frac{V}{T} = K_2$$

Donde

V: volumen del gas,

T: temperatura absoluta del gas (Temperatura en °C +273,15)

K₂: constante de proporcionalidad que depende de la masa y naturaleza del gas y de la presión a la que se encuentra.

Por lo tanto, si tenemos una masa de gas que se encuentra en un estado inicial 1 (P1,V1,T1) y pasa a un estado final 2 donde se mantiene constante la presión (P1, V2,T2), la expresión de la Ley de Charles-Gay Lussac resulta:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Donde

V1= volumen ocupado por el gas en el estado inicial,

T1 = temperatura absoluta del gas en el estado inicial,

V2= volumen ocupado por el gas en el estado final,

T2= temperatura absoluta del gas en el estado final.

Ley de Charles-Gay Lussac

Análogamente, dichos investigadores postularon que, a volumen constante, la presión de una determinada masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Esto matemáticamente es:

$$\frac{P}{T} = K_3$$

Donde

P: presión del gas,

T: temperatura absoluta del gas (Temperatura en °C +273,15) como:

K₃: constante de proporcionalidad que depende de la masa y naturaleza del gas y del volumen que ocupa.

Ecuación de Estado. Ecuación de los Gases Ideales

De la combinación de las leyes enunciadas anteriormente, podemos llegar a una expresión general donde ninguna variable se mantiene constante, si una cierta masa de gas varía su condición desde un estado inicial 1, hasta un estado final 2, al aplicar la ecuación de estado resulta:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Dicha ecuación también la podemos expresar como:

$$P \cdot V = \text{constante} \cdot T$$

Considerando a R como la constante universal de los gases, a partir de esta última fórmula surge la Ecuación de los gases ideales: $P \cdot V = R \cdot T$ (Ecuación para 1 mol de gas); en tanto considerando n moles:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Donde

P: presión del gas

V: volumen del gas

n: número de moles de gas

R: constante universal de los gases ideales

T: temperatura absoluta del gas en Kelvin.

Determinación de R

La constante R, o constante universal de los gases ideales se obtiene despejándola de la Ecuación de los gases ideales, considerando 1 mol de gas en condiciones estándar de presión y temperatura, esto es a 0 °C (273,15 K) y a 1 atm de presión. En estas condiciones, un mol de cualquier gas ocupa 22,4 Litros, con lo cual reemplazando estos valores en la ecuación resulta:

$$R = \frac{P.V}{n.T}$$

Mezcla de gases. Ley de Dalton

La mayoría de los gases que encontramos en la vida diaria son mezclas de gases como es el caso del aire que inhalamos y que exhalamos. En condiciones de baja presión y alta temperatura y si los gases de la mezcla no reaccionan entre sí, podemos suponer que estos tienen un comportamiento ideal, con lo cual la ecuación general de los gases ideales es válida. En ese sentido, John Dalton describió mediante el siguiente postulado que: la presión total en una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada gas en la mezcla.

Entonces la presión total P_T de una mezcla de gases es:

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \cdots + P_n$$

Donde

P_p : presión parcial del gas

n : número de gases en la mezcla

Mezcla de gases. Ley de Dalton

Siendo la presión parcial de un gas en una mezcla gaseosa, la presión que éste tendría si dicho gas se encontrase solo ocupando el total del volumen a igual temperatura.

Matemáticamente la presión parcial de un gas se expresa como:

$$P_{Pi} = X_i \cdot P_T$$

Donde:

P_{pi}: presión parcial del gas i

X_i: fracción molar del gas i

P_T: presión total de la mezcla de gases

Mezcla de gases. Ley de Dalton

La fracción molar de un gas (X) se obtiene a partir del número de moles del gas y de los moles totales de los gases que forman la mezcla, mediante la siguiente expresión:

$$X_i = \frac{n_i}{n_T}$$

Donde

n_i : número de moles de i en la mezcla

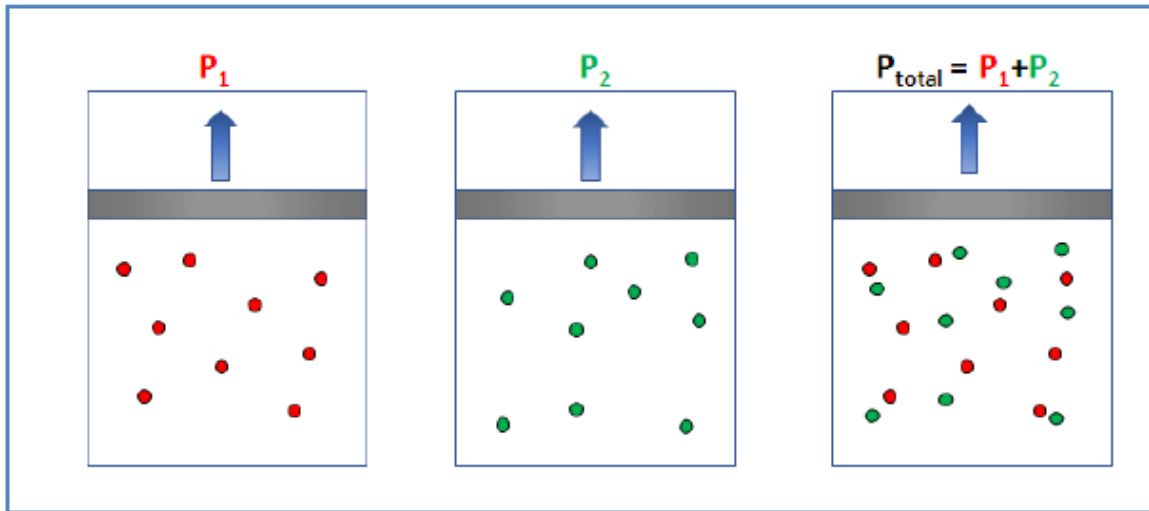
n_T : número de moles totales.

En la figura se esquematiza la aplicación de esta ley en una mezcla de dos gases, 1 y 2, con lo cual la presión total y las presiones parciales se expresarían como:

$$P_T = P_1 + P_2$$

$$P_1 = X_1 \cdot P_T$$

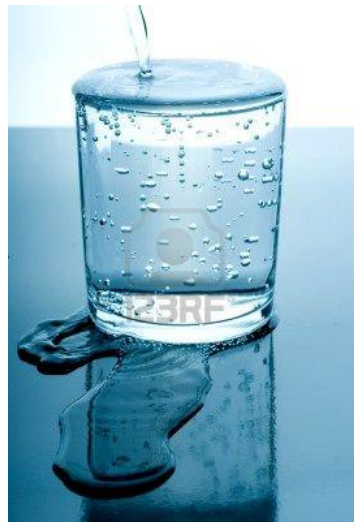
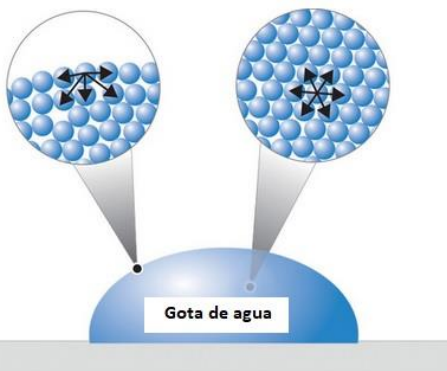
$$P_2 = X_2 \cdot P_T$$



LEER APUNTE-GASES



UNIDAD VIII: Fenómenos de superficie. Tensión superficial. Medición de la tensión superficial. Ley de Laplace. Ley de Jurin. Adsorción.



Introducción

Los líquidos tienen un volumen fijo. Sin embargo, su forma varía (cambia el área de la superficie que los envuelve): se adaptan al recipiente (ocupando la zona más baja por gravedad) dejando una superficie libre (no totalmente plana) o adoptan formas especiales: gotas, pompas y burbujas.



Burbuja: separa la fase líquida (fuera) de la fase gaseosa (dentro): agua hirviendo.

Gota: líquido dentro y gas fuera.

Pompa: película de líquido que separa el gas de dentro del de fuera (pompas de jabón).

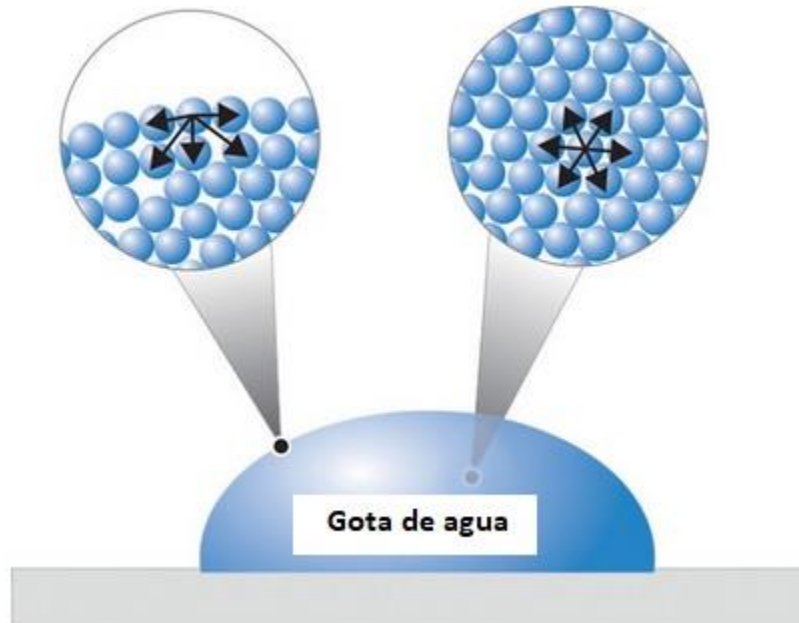
Introducción

Las fuerzas superficiales (cohesión: líquido-líquido, adhesión: líquido-sólido) son responsables de muchos fenómenos con interés biológico, basadas en los conceptos de tensión superficial y capilaridad.

Fenómenos de superficie

Se denominan fenómenos superficiales a los **fenómenos físicos en los que intervienen fundamentalmente las moléculas que se encuentran en la superficie de separación entre dos medios no miscibles.**

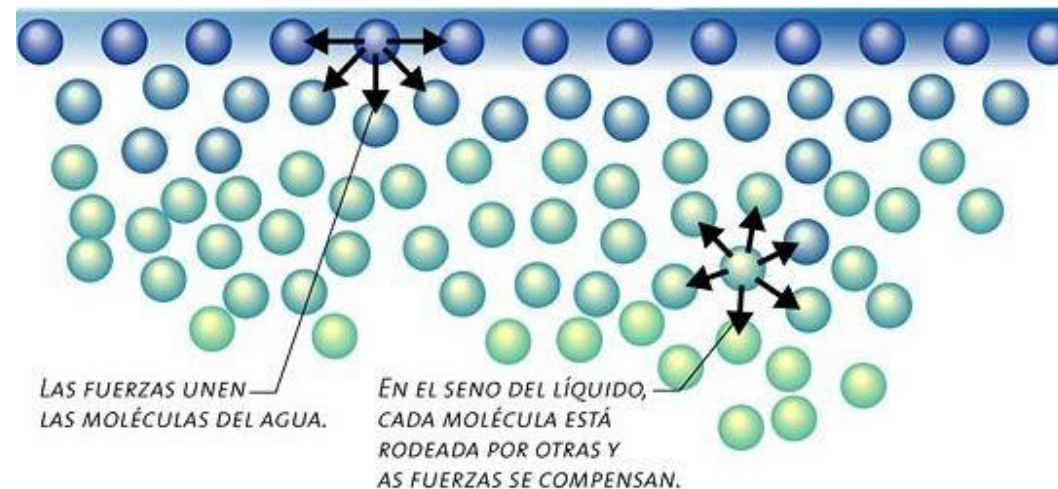
Las moléculas, átomos o iones de la superficie de una sustancia se encuentran en condiciones diferentes a las demás partículas del interior de una sustancia



Tensión superficial

Se denomina tensión superficial de un líquido a la **cantidad de energía necesaria para aumentar su superficie por unidad de área**. Esta definición implica que el líquido presenta una resistencia al aumentar su superficie, lo que en efecto permite a algunos insectos, poder desplazarse por la superficie del agua sin hundirse. La tensión superficial (una manifestación de las fuerzas intermoleculares en los líquidos), junto a las fuerzas que se dan entre los líquidos y las superficies sólidas que entran en contacto con ellos, da lugar a la capilaridad. Como efecto tiene la elevación o depresión de la superficie de un líquido en la zona de contacto con un sólido.

Otra posible definición de tensión superficial: es **la fuerza que actúa tangencialmente por unidad de longitud en el borde de una superficie libre de un líquido en equilibrio y que tiende a contraer dicha superficie**. Las fuerzas cohesivas entre las moléculas de un líquido son las responsables del fenómeno conocido como tensión superficial.

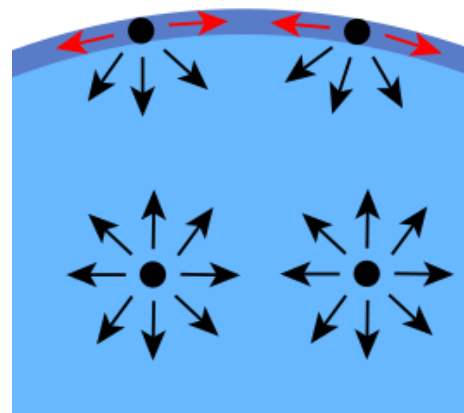
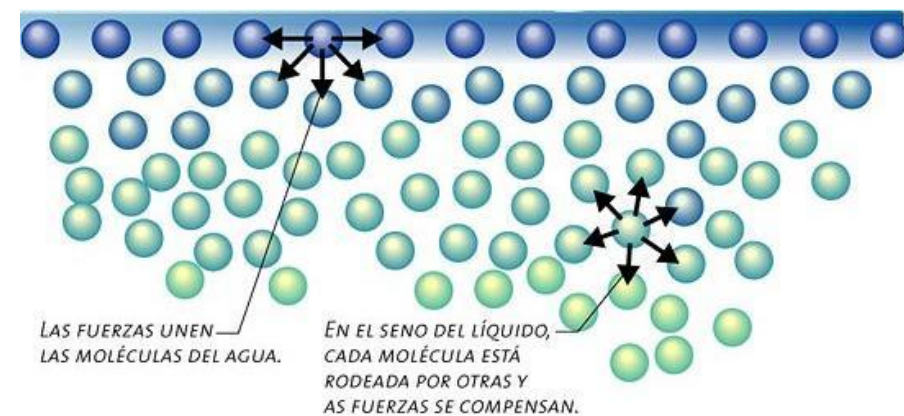


Tensión superficial

La tensión superficial se debe a que las fuerzas que afectan a cada molécula son diferentes en el interior del líquido y en la superficie. Así, en el seno de un líquido cada molécula está sometida a fuerzas de atracción que en promedio se anulan. Esto permite que la molécula tenga una energía bastante baja. Sin embargo, en la superficie hay una fuerza neta hacia el interior del líquido. Rigurosamente, si en el exterior del líquido se tiene un gas, existirá una mínima fuerza atractiva hacia el exterior, aunque en la realidad esta fuerza es despreciable debido a la gran diferencia de densidades entre el líquido y gas.

Para el líquido, el disminuir su estado energético es minimizar el número de partículas en su superficie. Energéticamente, las moléculas situadas en la superficie tienen una mayor energía promedio que las situadas en el interior, por lo tanto la tendencia del sistema será disminuir la energía total, y ello se logra disminuyendo el número de moléculas situadas en la superficie, de ahí la reducción de área hasta el mínimo posible.

Como resultado de minimizar la superficie, esta asumirá la forma más suave que pueda ya que está probado matemáticamente que las superficies minimizan el área por la ecuación de Euler-Lagrange. De esta forma el líquido intentará reducir cualquier curvatura en su superficie para disminuir su estado de energía.



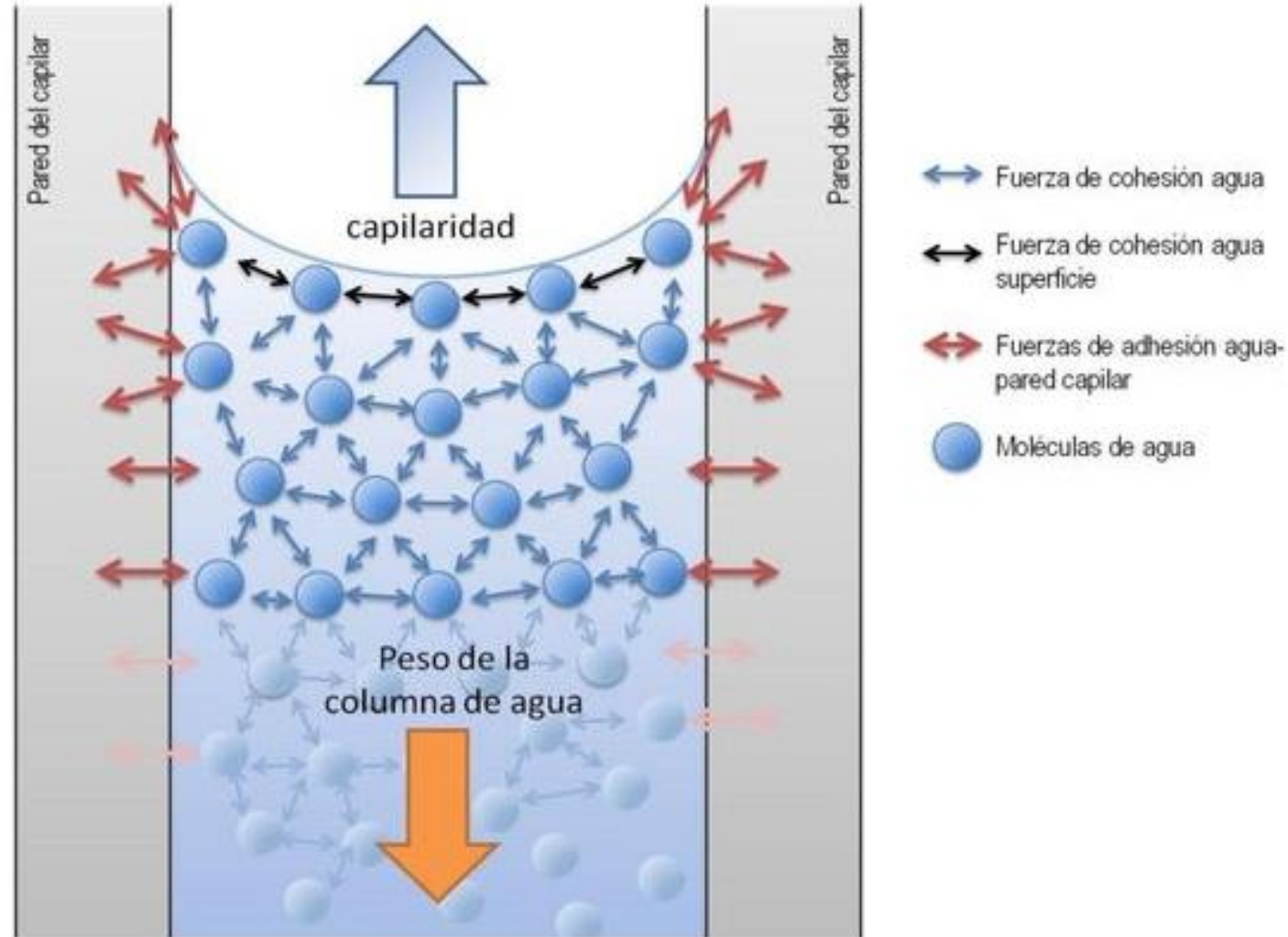
Tensión superficial

COHESIÓN: son las fuerzas que atraen y mantienen unidas las moléculas. Es la acción o la propiedad de las moléculas de como se pegan entre sí, siendo fuerzas de carácter atractivo. El agua, por ejemplo, es fuertemente cohesiva ya que cada molécula puede hacer cuatro enlaces de hidrógeno con otras moléculas de agua en una configuración tetraédrica.

ADHESIÓN: es la propiedad de la materia por la cual se unen y plasman dos superficies de sustancias iguales o diferentes cuando entran en contacto, y se mantienen juntas por fuerzas intermoleculares. La cohesión es la fuerza de atracción entre partículas adyacentes dentro de un mismo cuerpo, mientras que la adhesión es la interacción entre las superficies de distintos cuerpos.

CAPILARIDAD: es una propiedad de los fluidos que depende de su tensión superficial, la cual, a su vez, depende de la cohesión del fluido, y que le confiere la capacidad de subir o bajar por un tubo capilar.

Cuando un líquido sube por un tubo capilar, es debido a que la fuerza intermolecular o cohesión intermolecular es menor que la adhesión del líquido con el material del tubo; es decir, es un líquido que moja. El líquido sigue subiendo hasta que la tensión superficial es equilibrada por el peso del líquido que llena el tubo.



Fuerzas de cohesión y adhesión

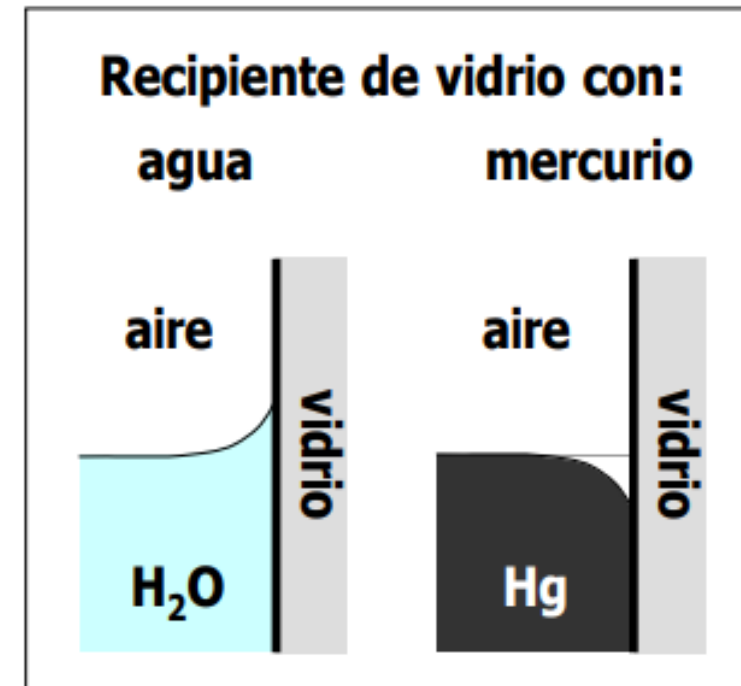
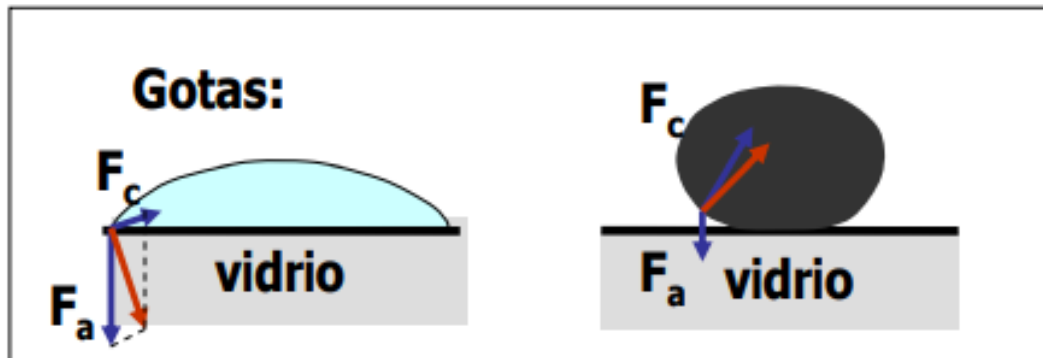
Las fuerzas atractivas **entre las moléculas del líquido**, causantes de la tensión superficial, se llaman **fuerzas de cohesión**. Dependen sólo de la **naturaleza del líquido**.

Con ellas compiten las **fuerzas de adhesión**, **entre el líquido y el sólido** con el que está en contacto, dependiendo de la **naturaleza de ambos**.

Su relación determina la forma de la superficie libre del líquido en las proximidades de una pared sólida.

Unas veces las **fuerzas adhesivas predominan** (ejemplo: **agua-vidrio**).

Otras veces las **fuerzas cohesivas predominan** (ejemplo: **mercurio-vidrio**).



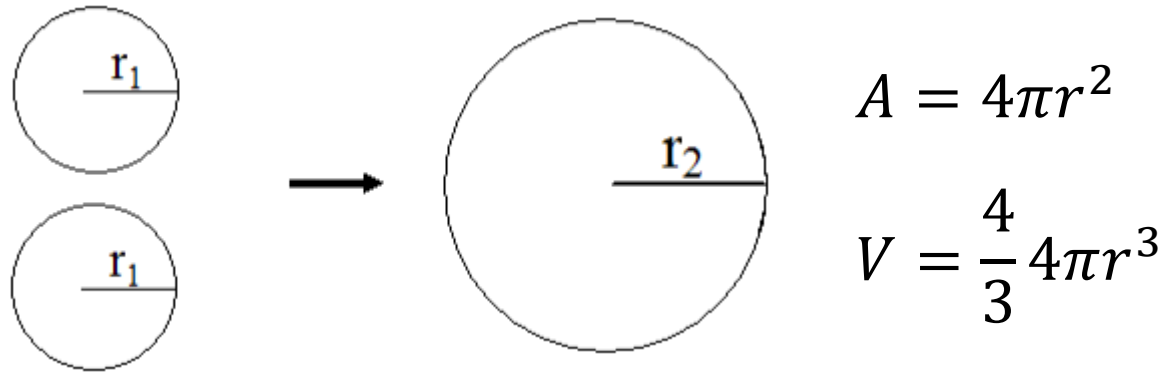
Tensión superficial

Desde un punto de vista macroscópico puede observarse la tendencia espontánea de todo sistema a minimizar su área superficial. Por ejemplo:

i. Un líquido (en ausencia de otras fuerzas) tiende a adoptar forma esférica porque es la forma 3D que asegura una menor relación área/volumen.

ii. Dos gotas iguales de líquido se unen para formar una mayor reduciendo la superficie, sin variar la masa ni, por tanto, el volumen total.

Por ejemplo, sean dos gotas de radio r_1 , volumen V_1 , área A_1 , y masa m_1 . Estas gotas tienden a unirse, como se ilustra en la Figura, formando una de mayor radio, r_2 , cuyos valores de masa y volumen serán el doble de cada una de las gotas anteriores. Sin embargo, el área será sólo 1,59 veces la primera, de acuerdo con un cálculo elemental.

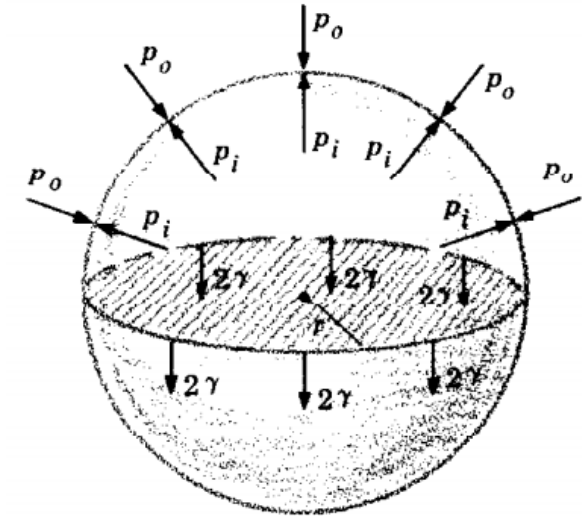
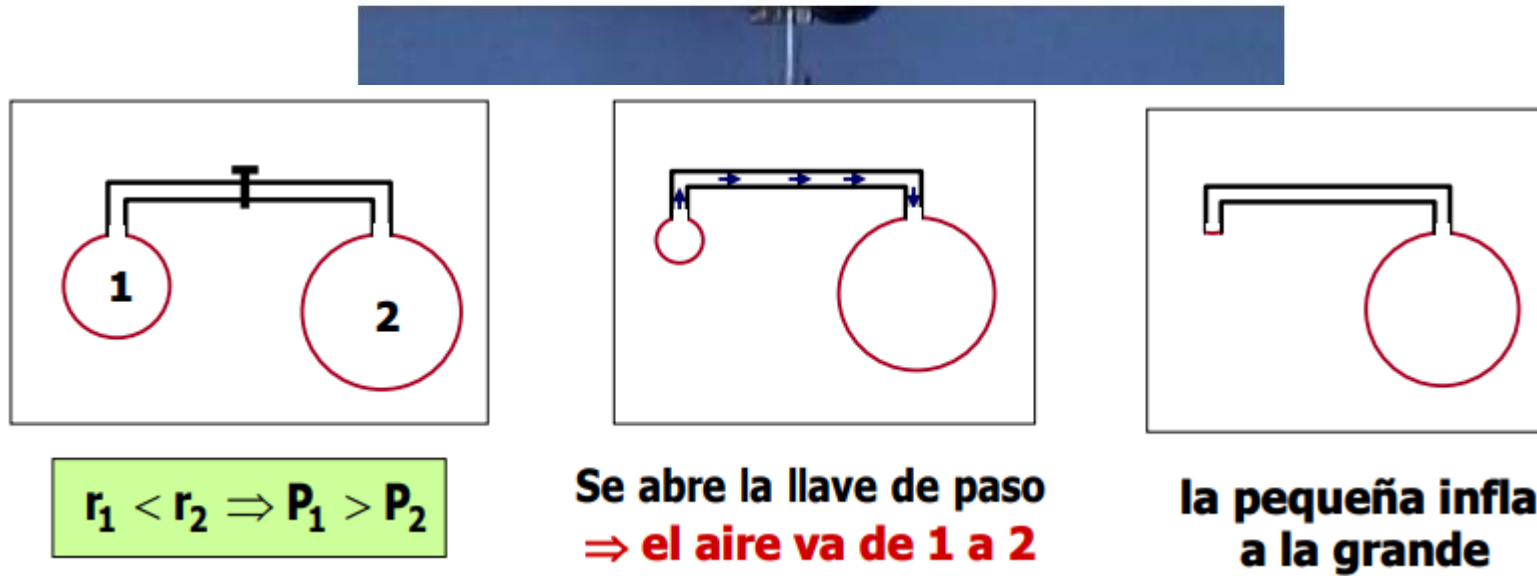


Desde un punto de vista molecular se han de considerar las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas las moléculas de líquido y que disminuyen su energía interna. Así, si se considera un líquido en equilibrio con su vapor, como se muestra esquemáticamente en la Figura 4.3, las moléculas del interior del líquido experimentan unas fuerzas atractivas que se anulan en promedio, pues las fuerzas son iguales (en promedio) en todas las direcciones.

Ley de Laplace

La **ley de Laplace** es una ley física que relaciona el cambio de presiones en la superficie que separa dos fluidos de distinta naturaleza con las fuerzas de línea debidas a efectos moleculares.

¿Qué pasa si se conectan dos pompas de distinto tamaño?



<https://www.youtube.com/watch?v=NWxkqiVPI0>

https://www.youtube.com/watch?v=y_pO0HgjJm0

<https://www.youtube.com/watch?v=h6t2Uhi8v44>

Ver hasta 7:50

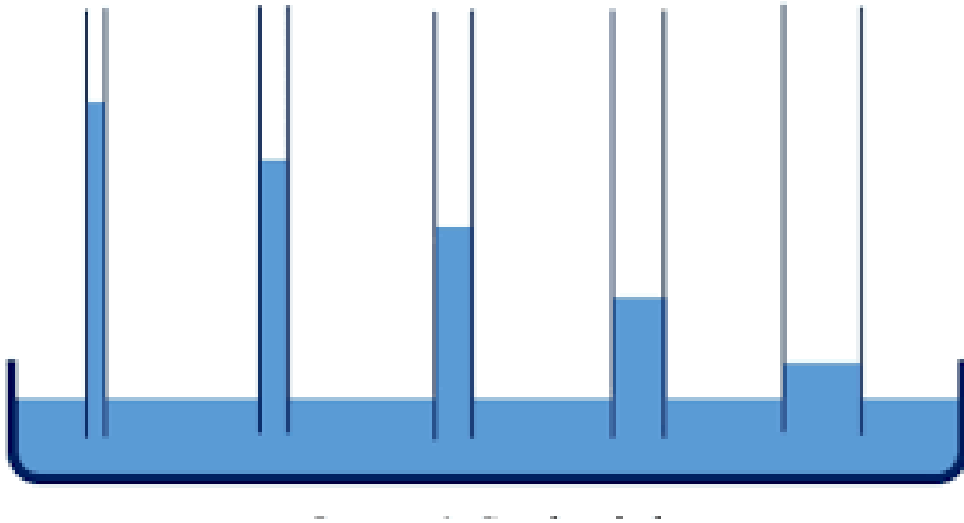
<https://www.youtube.com/watch?v=zkLp1wdrb0g>

Ley de Jurin

Físico británico. También médico y matemático, fue secretario de la Royal Society. Descubrió la relación existente entre el diámetro de un tubo capilar y el ascenso o descenso **que** alcanza en él un líquido

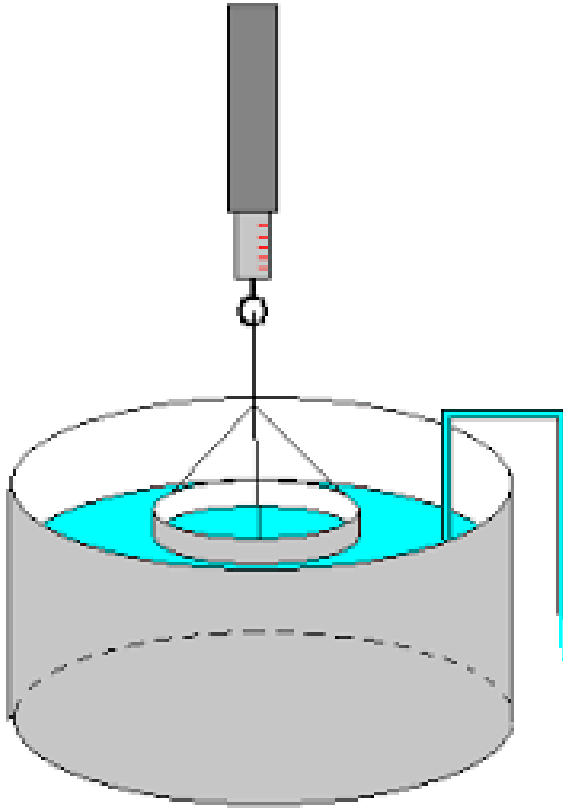
<https://www.youtube.com/watch?v=GiPpYFgQp5A>

$$h = \frac{2\gamma \cos\varphi}{r\delta g}$$



Medida de la tensión superficial

Un ejemplo de las diferentes formas de medir:



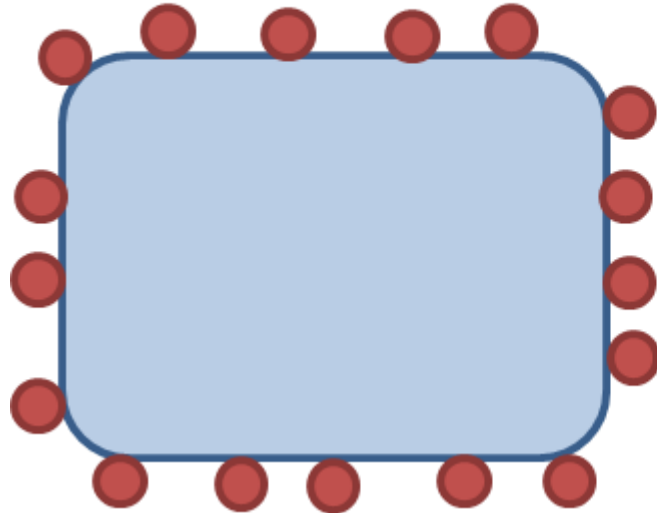
Adsorción

La **adsorción** es la adhesión de átomos, iones o moléculas de un gas, líquido o sólido disuelto a una superficie. Este proceso crea una película de adsorbato en la superficie del adsorbente.

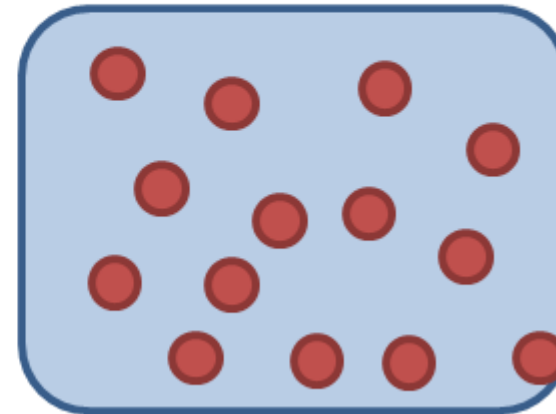
Este proceso difiere de la **absorción**, en la que un fluido (el absorbato) se disuelve o penetra en un líquido o sólido (el absorbente), respectivamente.

La adsorción es un fenómeno de superficie, mientras que la absorción involucra todo el volumen del material, aunque la adsorción a menudo precede a la absorción.

ADSORCIÓN



ABSORCIÓN



UNIDAD IX: Termometría-Calorimetría-Termodinámica de los seres vivos. Energía térmica. Termómetro. Escalas termométricas. Máxima y Mínima. Termómetro clínico. Temperatura de los animales. Cantidad de calor. Caloría. Calor específico. Propagación del calor. Calorimetría animal. Metabolismo. Termodinámica de los seres vivos. Trabajo mecánico. Primera y Segunda Ley de la Termodinámica. Tasa metabólica basal.

Termodinámica

La energía se puede presentar de diferentes formas: eléctrica, radiante, térmica, química, nuclear, entre otras, las cuales pueden ser interconvertidas. Es característico de todos los organismos vivos el intercambio continuo de energía con su medio ambiente. Todos los animales realizan trabajo y pierden calor, el trabajo lo realizan por ejemplo al nadar, arrastrarse y volar, como también al bombear sangre a través de los vasos del cuerpo. La rama de la física que estudia la relación entre el calor y las demás formas de energía se denomina ***Termodinámica***.

Calor y Temperatura

Calor es una magnitud física que permite calcular el intercambio de energía térmica entre dos sistemas que están a distintas temperaturas. Para que haya calor intercambiado es necesario que por lo menos dos cuerpos o partes de un sistema estén a distinta temperatura simultáneamente. Entonces el calor es energía en tránsito, ya que va de un lugar de mayor a otro de menor temperatura. Por otro lado, temperatura es la propiedad que indica el estado térmico de un sistema macroscópico, es una medida de la energía cinética promedio de las moléculas que forman el sistema.

Debido a que el calor es una forma de energía, las unidades de estas magnitudes son las mismas (*Joule, ergio*). Sin embargo, en la práctica es común utilizar para la medición del calor una unidad denominada caloría (*cal*), la cual se define como la **cantidad de calor necesaria para elevar en 1 °C la temperatura de 1 gramo de agua a presión atmosférica**. Una caloría se define exactamente como 4,184 J, y una kilocaloría (kcal) es 4184 J.

Ecuación general de la calorimetría

De lo expresado en el apartado anterior, surge que, si tenemos dos sistemas o un sistema y el medio ambiente a diferente temperatura, se presentará un flujo de energía en forma de calor que irá desde el sistema de mayor temperatura al de menor y cesará cuando ambos logren el equilibrio térmico (misma temperatura).

Para cuantificar el calor intercambiado por ambos sistemas se define la Ecuación general de la calorimetría, la cual se expresa matemáticamente como:

$$Q = Ce.m.\Delta T$$

Siendo:

Q: calor intercambiado (en calorías)

m: masa del sistema

ΔT : variación de temperatura ($^{\circ}\text{C}$), $T_f - T_i$.

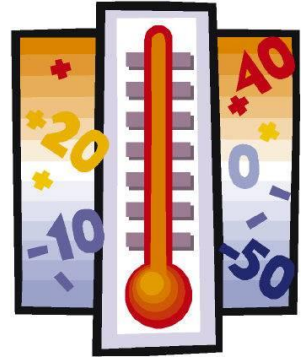
Ce: calor específico, el cual se define como la cantidad de calor que hay que entregar a un gramo de sustancia para elevar su temperatura en 1°C .

Esta magnitud es una constante que depende de la sustancia y su estado de agregación, por ejemplo, el hielo, el agua líquida y el vapor de agua tienen diferentes calores específicos. Se expresa en $\text{cal/g}^{\circ}\text{C}$.

Por lo tanto, si **T_f** es mayor que **T_i** , **Q es positivo** y expresa que el sistema absorbió calor, al contrario, si **T_f** es menor que **T_i** , **Q es negativo** y representa que el sistema entregó o cedió calor.

Termometría

La termometría se encarga de la medición de la temperatura de cuerpos o sistemas. Para este fin, se utiliza el termómetro, que es un instrumento que se basa en el cambio de alguna propiedad de la materia debido al efecto del calor; así se tiene el termómetro de mercurio y de alcohol, que se basan en la dilatación, los termopares que deben su funcionamiento al cambio de la conductividad eléctrica, los ópticos que detectan la variación de la intensidad del rayo emitido cuando se refleja en un cuerpo caliente.



Escalas Termométricas

Son las diferentes unidades con las que se representa la temperatura. Existen varias escalas termométricas para medir temperaturas, relativas y absolutas.

A partir de la sensación fisiológica, es posible hacerse una idea aproximada de la temperatura a la que se encuentra un objeto. Pero esa apreciación directa está limitada por diferentes factores; así el intervalo de temperaturas a lo largo del cual esto es posible es pequeño; además, para una misma temperatura la sensación correspondiente puede variar según se haya estado previamente en contacto con otros cuerpos más calientes o más fríos y, por si fuera poco, no es posible expresar con precisión en forma de cantidad los resultados de este tipo de apreciaciones subjetivas. Por ello para medir temperaturas se recurre a los termómetros.

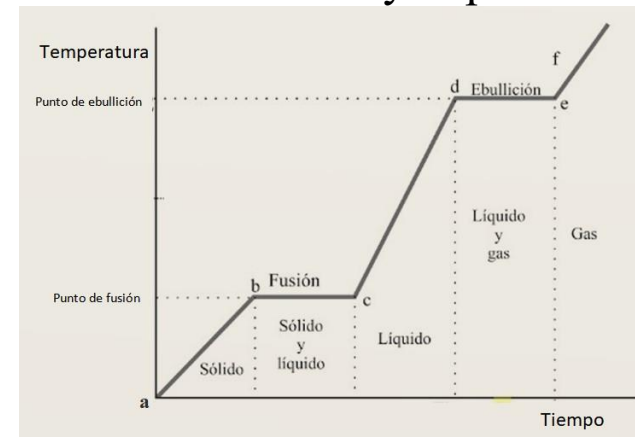
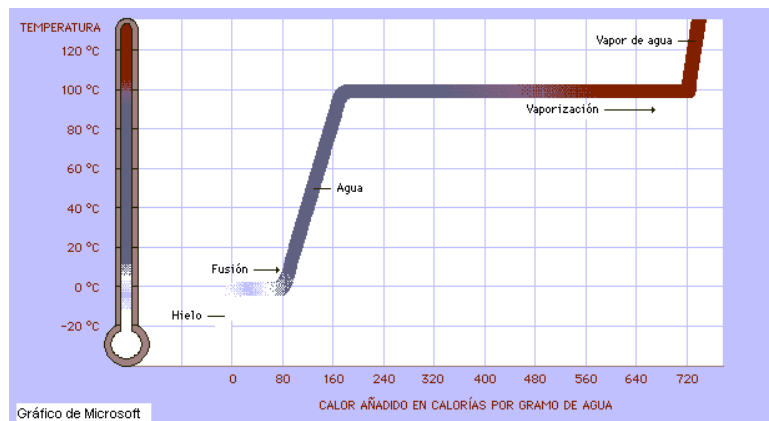
Escalas Termométricas

Para definir una escala de temperaturas es necesario elegir una propiedad termométrica que reúna las siguientes condiciones:

- La expresión matemática de la relación entre la propiedad y la temperatura debe ser conocida.
- La propiedad termométrica debe ser lo bastante sensible a las variaciones de temperatura como para poder detectar, con una precisión aceptable, pequeños cambios térmicos.
- El rango de temperatura accesible debe ser suficientemente grande.

Una vez que la propiedad termométrica ha sido elegida, la elaboración de una escala termométrica o de temperaturas lleva consigo, al menos, dos operaciones; por una parte, la determinación de los puntos fijos o temperaturas de referencia que permanecen constantes en la naturaleza y, por otra, la división del intervalo de temperaturas correspondiente a tales puntos fijos en unidades o grados.

Lo que se necesita para construir un termómetro, son puntos fijos, es decir procesos en los cuales la temperatura permanece constante. Ejemplos de procesos de este tipo son el proceso de ebullición y el proceso de fusión.



Escalas Termométricas

ESCALA CELSIUS

Esta escala es de uso popular en los países que se adhieren al Sistema Internacional de Unidades, por lo que es la más utilizada mundialmente. Fija el valor de cero grados para la fusión del agua y cien para su ebullición. Inicialmente fue propuesta en Francia por Jean-Pierre Christin en el año 1743 (cambiando la división original de 80 grados de René Antoine Ferchault de Réaumur) y luego por Carlos Linneo, en Suiza, en el año 1745 (invirtiendo los puntos fijos asignados por Anders Celsius). En 1948, la Conferencia General de Pesos y Medidas oficializó el nombre de "grado Celsius" para referirse a la unidad termométrica que corresponde a la centésima parte entre estos puntos.

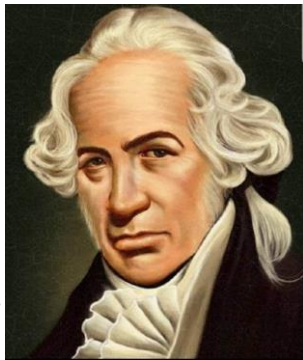


ESCALA FAHRENHEIT

En los países anglosajones se pueden encontrar aún termómetros graduados en grado Fahrenheit (°F), propuesta por Gabriel Fahrenheit en 1724. La escala Fahrenheit difiere de la Celsius tanto en los valores asignados a los puntos fijos, como en el tamaño de los grados. En la escala Fahrenheit los puntos fijos son los de fusión y ebullición de una disolución de cloruro amónico en agua. Así al primer punto fijo se le atribuye el valor 32 y al segundo el valor 212. Para pasar de una a otra escala es preciso emplear la ecuación:

$$T(^{\circ}F) = \frac{9}{5} \cdot T(^{\circ}C) + 32 \quad T(^{\circ}C) = \frac{5}{9} \cdot [T(^{\circ}F) - 32]$$

donde T(°F) representa la temperatura expresada en grados Fahrenheit y T(°C) la expresada en grados Celsius.



Su utilización se circunscribe a los países anglosajones y a Japón, aunque existe una marcada tendencia a la unificación de sistemas en la escala Celsius.

Escalas Termométricas

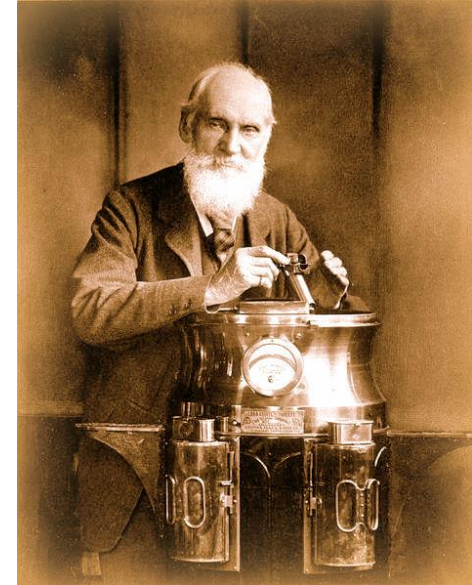
ESCALA KELVIN o ABSOLUTA

Si bien en la vida diaria la escala Celsius y Fahrenheit son las más importantes, en el ámbito científico se usa otra, llamada "absoluta" o Kelvin, en honor a sir Lord Kelvin.

En la escala absoluta, al $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ se le hace corresponder $273,15\text{ K}$, mientras que a los $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ le corresponden $373,15\text{ K}$. Se ve inmediatamente que 0 K está a una temperatura que un termómetro Celsius señalará como $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$. Dicha temperatura se denomina "cero absoluto".

Se puede notar que las escalas Celsius y Kelvin poseen la misma sensibilidad. Por otra parte, esta última escala considera como punto de referencia el punto triple del agua que, bajo cierta presión, equivale a $0,01\text{ }^{\circ}\text{C}$.

La escala de temperaturas adoptada por el Sistema Internacional de Unidades es la llamada escala absoluta o Kelvin. En ella el tamaño de los grados es el mismo que en la Celsius, pero el cero de la escala se fija en el $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$. Este punto llamado cero absoluto de temperaturas es tal que a dicha temperatura desaparece la agitación molecular, por lo que, según el significado que la teoría cinética atribuye a la magnitud temperatura, no tiene sentido hablar de valores inferiores a él. El cero absoluto constituye un límite inferior natural de temperaturas, lo que hace que en la escala Kelvin no existan temperaturas bajo cero (negativas).



Escalas Termométricas

ESCALA RANKINE

Se denomina Rankine (símbolo R) a la escala de temperatura que se define midiendo en grados Fahrenheit sobre el cero absoluto, por lo que carece de valores negativos. Esta escala fue propuesta por el físico e ingeniero escocés William Rankine en 1859.

La escala Rankine tiene su punto de cero absoluto a $-459,67\text{ }^{\circ}\text{F}$ y los intervalos de grado son idénticos al intervalo de grado Fahrenheit.



Escalas Termométricas

ESCALAS EN DESUSO

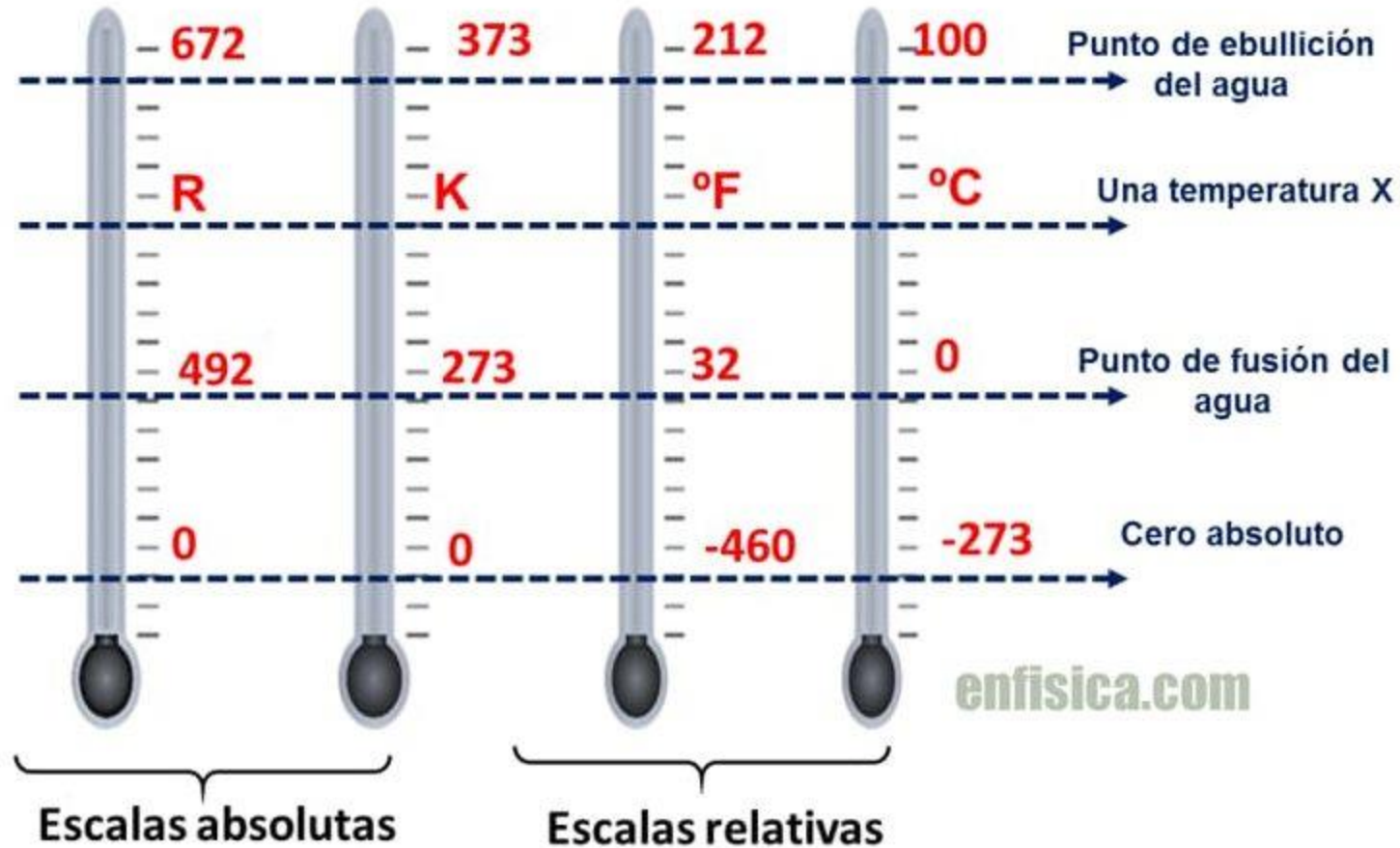
Escala Réaumur: Nombrada en honor de René Antoine Ferchault de Réaumur (1683-1757) que la propuso como unidad en 1731. Un valor de 0° Réaumur corresponde al punto de congelación del agua y 80° Réaumur al punto de ebullición del agua.

Escala Rømer: es una escala de temperatura en desuso que fue propuesta por el astrónomo danés Ole Christensen Rømer en 1701. En esta escala, el cero es inicialmente la temperatura de congelación de la salmuera. El punto de ebullición del agua está en 60° . Una historia plausible en relación con la creación de la escala Fahrenheit es que Daniel Gabriel Fahrenheit, conoció la existencia de la escala de Rømer, y fue a visitarlo en 1708; mejoró la escala, incrementando el número de divisiones por un factor de cuatro; quedando establecida como la escala Fahrenheit, en 1724.

Escala Delisle es una forma de medir temperatura concebida en 1732 por el astrónomo francés Joseph-Nicolas Delisle (1688-1768). Sus unidades son los grados Delisle, se representan con el símbolo $^{\circ}\text{D}$ y cada uno vale $-2/3$ de un grado Celsius o Kelvin. El cero de la escala está a la temperatura de ebullición del agua y mide 150°D para la fusión del agua, va aumentando según descienden las otras escalas hasta llegar al cero absoluto a $559,725^{\circ}\text{D}$.

Escala Newton es una escala termométrica desarrollada por Isaac Newton alrededor del año 1700. Pensando en el problema del calor, Newton desarrolló primero una escala cualitativa a partir de aproximadamente veinte puntos de referencia, que van desde "el aire frío en el invierno" hasta "los carbones ardientes en el fogón de la cocina". Este método resultó tosco y problemático, por lo cual muy pronto Newton quedó insatisfecho. Más tarde, Newton definió el "grado cero de calor" como la temperatura a la cual se derrite la nieve, y "33 grados de calor" como la temperatura de ebullición del agua. De esta manera, su escala sería precursora de la escala de Celsius. Es probable que Anders Celsius conociera la escala termométrica de Newton cuando inventó la suya.

Escalas termométricas

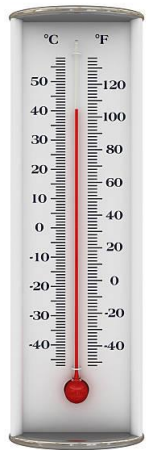


Termómetros

El termómetro (del griego θερμός [thermos], «calor», y μέτρον [metron], «medida») es un instrumento de medición de temperatura. Desde su invención ha evolucionado mucho, principalmente a partir del desarrollo de los termómetros digitales.

Inicialmente se fabricaron aprovechando el fenómeno de la dilatación, por lo que se prefería el uso de materiales con elevado coeficiente de dilatación, de modo que, al aumentar la temperatura, su estiramiento era fácilmente visible. La sustancia que se utilizaba más frecuentemente en este tipo de termómetros ha sido el mercurio, encerrado en un tubo de vidrio que incorporaba una escala graduada, pero también alcoholes coloreados en termómetros grandes.

El creador del primer termoscopio fue Galileo Galilei; este podría considerarse el predecesor del termómetro. Consistía en un tubo de vidrio terminado en una esfera cerrada; el extremo abierto se sumergía boca abajo dentro de una mezcla de alcohol y agua, mientras la esfera quedaba en la parte superior. Al calentar el líquido, este subía por el tubo.



Termómetros

Termómetro de mercurio: es un tubo de vidrio sellado que contiene mercurio, cuyo volumen cambia con la temperatura de manera uniforme. Este cambio de volumen se aprecia en una escala graduada. El termómetro de mercurio fue inventado por Gabriel Fahrenheit en el año 1714.

Pirómetros: termómetros para altas temperaturas, se utilizan en fundiciones, fábricas de vidrio, hornos para cocción de cerámica, etc. Existen varios tipos según su principio de funcionamiento.

Pirómetro óptico; de radiación total; de infrarrojos; fotoeléctrico.

Termómetro de lámina bimetálica: formado por dos láminas de metales de coeficientes de dilatación muy distintos y arrollados dejando el coeficiente más alto en el interior.

Termómetro de gas: pueden ser a presión constante o a volumen constante. Este tipo de termómetros son muy exactos y generalmente son utilizados para la calibración de otros termómetros.

Termómetro de resistencia: consiste en un alambre de algún metal (como el platino) cuya resistencia eléctrica cambia cuando varía la temperatura.

Termopar: un termopar o termocupla es un dispositivo utilizado para medir temperaturas basado en la fuerza electromotriz que se genera al calentar la soldadura de dos metales distintos.

Termistor: es un dispositivo que varía su resistencia eléctrica en función de la temperatura. Algunos termómetros hacen uso de circuitos integrados que contienen un termistor, como el LM35.

Termómetros digitales: son aquellos que, valiéndose de dispositivos transductores como los mencionados, utilizan luego circuitos electrónicos para convertir en números las pequeñas variaciones de tensión obtenidas, mostrando finalmente la temperatura en un visualizador. Una de sus principales ventajas es que por no utilizar mercurio no contaminan el medio ambiente cuando son desechados.

Termómetros

Termómetro de laboratorio o químico: Está formado por un bulbo de vidrio que contiene como líquido termométrico al mercurio, que está unido a un capilar de vidrio. Sobre el mismo se encuentra la escala graduada. Cuando el mercurio se calienta, se dilata y comienza a ascender por el capilar hasta alcanzar el equilibrio térmico. En este momento se toma el dato de la temperatura, ya que una vez que se lo retira de la fuente calórica, el mercurio va a descender hasta la temperatura del ambiente donde se encuentre.

Termómetro Clínico: También llamado *termómetro de máxima*, ya que a diferencia del anterior, a la salida del bulbo, el capilar presenta un estrangulamiento que va a impedir que descienda la columna de mercurio una vez retirado de la fuente de calor. Este termómetro es el utilizado tanto en Medicina Veterinaria como en humana, por lo cual su escala tiene un rango útil de temperaturas que va desde los 35°C a 43°C. El mismo puede ser de mercurio o digital.

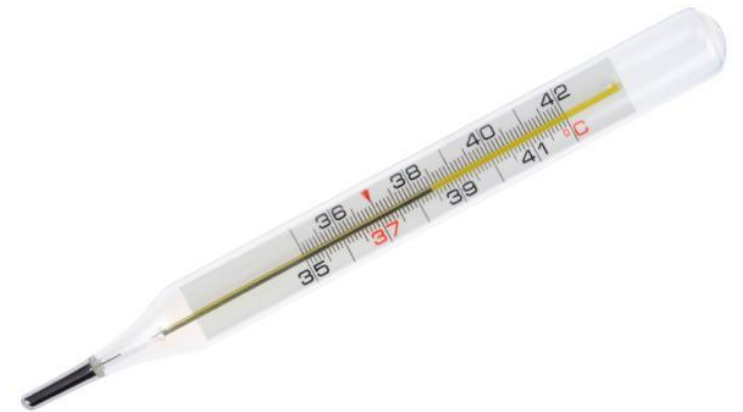


Fig. 9.8: Medición de temperatura rectal en un cobayo macho con termómetro clínico digital

Temperatura normal del cuerpo. Producción y pérdida de calor: mecanismos de transferencia

En los seres vivos los procesos biológicos se producen adecuadamente dentro de un determinado rango de temperatura, ya que, por ejemplo, cuando ésta es muy baja los procesos metabólicos se hacen muy lentos o se detienen y por el contrario, cuando es muy elevada, puede ocurrir una alteración de las enzimas que participan de los mismos. Debido a esto, ciertas especies animales desarrollaron la capacidad de mantener su temperatura corporal relativamente constante, dentro de un rango determinado, más allá de la temperatura que presente el ambiente en el que viven. Dichos animales son denominados “**homeotermos**” y dentro de los mismos podemos encontrar a las aves y a los mamíferos.

En contraposición, denominamos como animales “**poiquilotermos**” a aquellos que no disponen de mecanismos que les permitan regular eficientemente su temperatura, por lo cual ésta varía dependiendo de las condiciones del medio en el que se encuentren. Son, por ejemplo, los peces, los reptiles, la mayoría de los invertebrados y los anfibios. Estas especies, para poder regular su temperatura, deben tomar medidas de comportamiento tales como buscar la sombra cuando el calor es excesivo o entrar en un estado de aletargamiento para sobreponerse a climas muy fríos.

Actualmente y debido a las limitaciones de esta clasificación, comenzó también a utilizarse una división de los animales en base a los medios de los que disponen para mantener su temperatura, dividiéndolos en “**endotermos**” y “**ectotermos**”. En los primeros, la fuente de producción de calor es interna y proviene principalmente del metabolismo oxidativo, mientras que en los segundos, la fuente es externa y proviene principalmente de la energía radiante del sol. En líneas generales, todos los animales homeotermos son endotermos, ya que para mantener su temperatura requieren de mecanismos eficaces de producción de calor y, por su parte, muchas especies de animales ectotermos son también poiquilotermos, ya que el ambiente determinará la temperatura que posean en sus cuerpos.

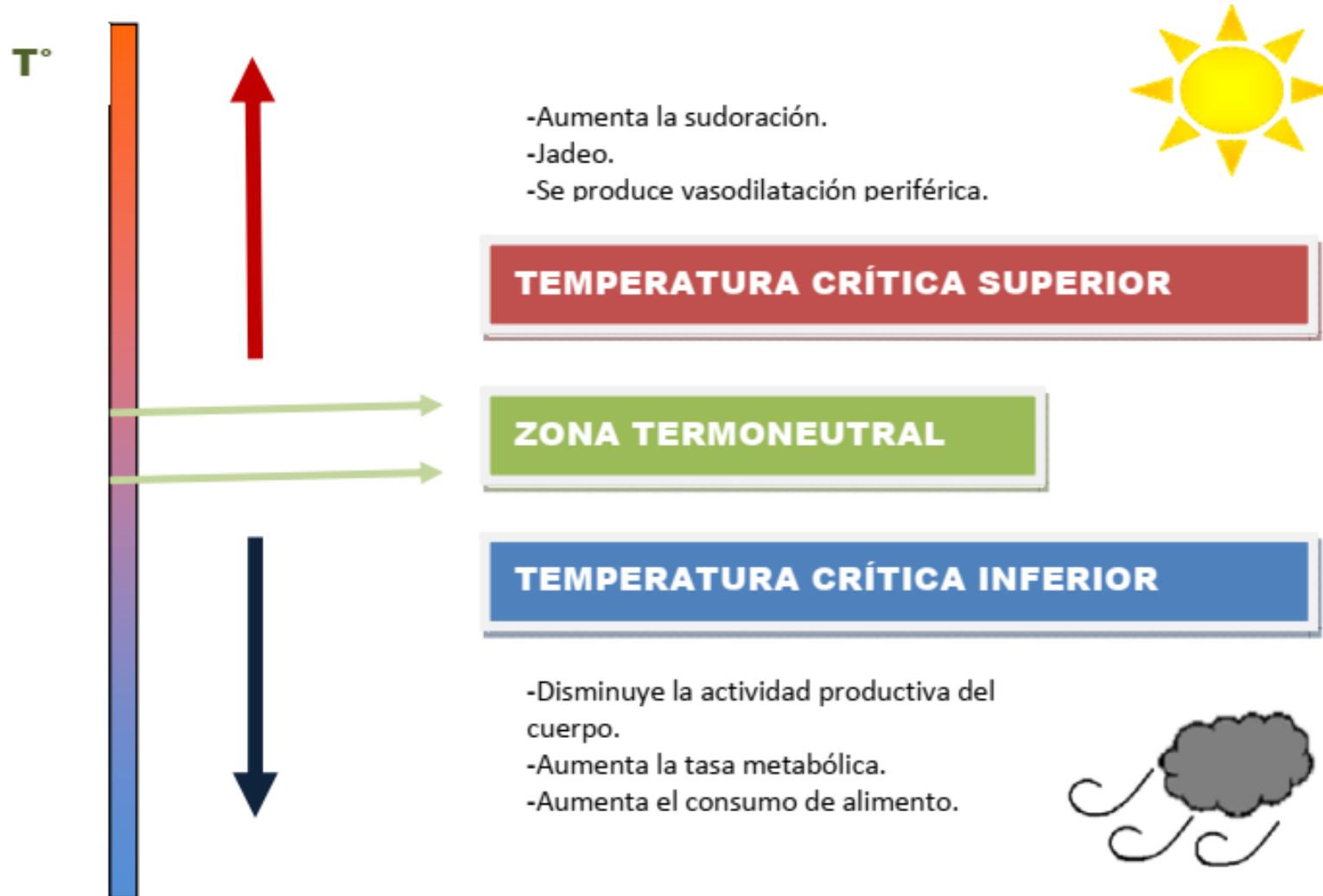
Temperatura normal del cuerpo. Producción y pérdida de calor: mecanismos de transferencia

No obstante mantenerse dentro de un rango que posibilite la vida, la temperatura corporal de los animales se ve modificada por diferentes motivos. Dentro de ellos podemos citar los siguientes:

- **Momento del día:** a la madrugada, los animales tienden a presentar menores temperaturas que a la tarde, debido a la disminución de su actividad fisiológica (actividad física, actividad digestiva debida a ingesta de alimentos, actividad endocrina, etc.) y por variaciones en la exposición a la radiación solar.
- **Edad de los animales:** la temperatura en los jóvenes es mayor que en los adultos, ya que los procesos de crecimiento y desarrollo se asocian a una mayor tasa metabólica, la cual genera una mayor temperatura corporal.
- **Sexo:** es otro factor, siendo ligeramente mayor la temperatura en hembras que en machos, variando según la actividad hormonal y el estado gestacional que éstas posean. En el caso de la actividad hormonal, en la mayoría de las hembras mamíferas, durante el proestro la temperatura desciende, luego se eleva durante el estro, desciende nuevamente en la ovulación y aumenta hacia la fase lútea.
- **Tamaño corporal:** a menor masa corporal, son menores los problemas para disipar el calor debido a la mayor relación superficie/volumen existente, siendo mayor también la producción de calor para mantener la temperatura.

Más allá de esto y en líneas generales, para conseguir el mantenimiento de la temperatura corporal debe existir un equilibrio entre los procesos de ganancia y pérdida de calor, ya que cuando el organismo produce más calor que el que pierde, este exceso se acumula dentro del cuerpo, aumentando su temperatura.

Temperatura normal del cuerpo. Producción y pérdida de calor: mecanismos de transferencia



Temperatura de animales



Especie	Rango de Temperatura Normal
Equino	37,5 – 38,5 °C
Bovino	37,5 – 39,5 °C
Porcino	38,0 – 40,0 °C
Felino y Canino	38,0 – 39,0 °C
Aves	39,5 – 44,0 °C
Conejo	38,5 – 39,5 °C
Ovinos	38,5 – 40,0 °C



Conservación de la energía: primer principio de la termodinámica

El Primer Principio de la termodinámica se basa en la Ley de Conservación de la Energía, establece que la energía se puede convertir de una forma en otra, pero no se puede crear ni destruir, es decir que "la energía del Universo permanece constante".

Los seres vivos son sistemas abiertos, ya que intercambian materia y energía con el ambiente. Cuando en un ser vivo ocurre un proceso determinado, la energía que se pierde o se disipa es igual a la que gana el ambiente. Este Primer Principio se pone de manifiesto, por ejemplo, a partir de la relación que se establece entre la energía química aportada por los alimentos y la energía que se transforma en calor y trabajo.

Probablemente su enunciado más conocido es el que propone que “**la energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma**”. Los organismos vivos también transforman energía. **No la crean ni la sintetizan, no la producen, no la gastan ni la consumen, tampoco la almacenan, sólo la transforman, convierten o transfieren.**

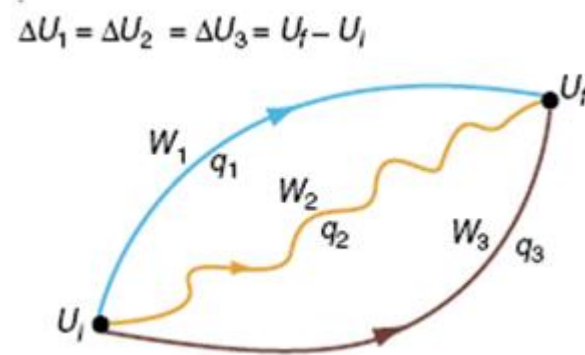
Energía interna y Entalpía. Ley de Hess

La energía total que tiene un sistema como consecuencia de la energía cinética de sus átomos, iones o moléculas y de la energía potencial que resulta de las fuerzas de interacción entre las partículas se denomina Energía Interna. Es imposible calcular su valor absoluto, sino que lo que se calcula es su variación, es decir cómo cambia cuando pasa de un estado a otro.

Si presentamos un sistema que pasa de un estado A, a un estado B, por diferentes caminos. La diferencia entre el calor absorbido y el trabajo realizado al pasar de A a B es independiente del camino seguido por el proceso y queda determinado sólo por los estados inicial y final. Esta diferencia se denomina variación de la energía interna del sistema y se expresa como:

$$Q - E = \Delta E$$

A partir de ésta podemos ver que la Energía Interna, ΔE , es una función de estado, es decir, sólo depende del estado inicial y final, y no del camino seguido para llegar a él.



Energía interna y Entalpía. Ley de Hess

Otra función importante que surge a partir de la energía interna es la **Entalpía, H**, la cual representa la energía que un sistema puede intercambiar con el entorno, y es de suma importancia en el metabolismo energético.

Al igual que la energía interna, sólo puede calcularse su variación, ΔH , y es independiente del camino que se hizo para ir de un estado al otro por ser también, una función de estado. La expresión de variación de entalpía es:

$$\Delta H = \Delta E + \Delta(P.V)$$

Las variaciones de energía interna y de entalpía no sólo se pueden determinar en las transformaciones físicas, sino también a partir de reacciones químicas. En ese sentido la *Ley de Hess* menciona que “en una transformación química a presión constante y sin realizar trabajo útil, la cantidad de calor absorbida o desprendida está determinada únicamente por las sustancias iniciales y finales de la reacción y por los estados de las mismas y no depende de los pasos intermedios de la transformación”. Esta ley tiene aplicación directa en el cálculo de los calores de reacción de combustión que serían los aportes de energía de los alimentos al organismo animal.

Segundo Principio de la termodinámica

El primer principio de la termodinámica trata de la transformación entre calor y trabajo, pero nada dice acerca de si el proceso ocurre espontáneamente o no.

El **Segundo Principio** enuncia que “*es imposible obtener un proceso cíclico cuyo único efecto sea la transformación de calor en trabajo*”. Resume el concepto en que, el calor no es transformable completamente en otra forma de energía, y dado que la energía total es la misma, ya que no se crea ni se destruye, sino que se transforma de una forma en otra, el calor va en aumento, al paso que las otras formas de energía, disminuyen. Esto otorga direccionalidad a los procesos físicos que conllevan la transformación de la energía: por ejemplo las tazas se caen de la mesa y se rompen, y no al revés. Este principio nos dice que en las transformaciones reales hay disipación de la energía, que tiene que ver con el aumento de Entropía.

Entropía (S), es una función de estado que se relaciona con el grado de desorden de un sistema. La totalidad del calor entregado a un sistema no se transforma en trabajo, sino que parte se transforma en calor. Este calor no desaparece, sino que se va incrementando en la naturaleza, por lo tanto la entropía se expresa como:

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

Donde

Q: calor disipado

T: temperatura absoluta

Los seres vivos obedecen este segundo principio, porque, aunque el crecimiento espontáneo de los organismos implique un incremento del orden, esta evolución ocurre a expensas del gran incremento en el desorden del ambiente.

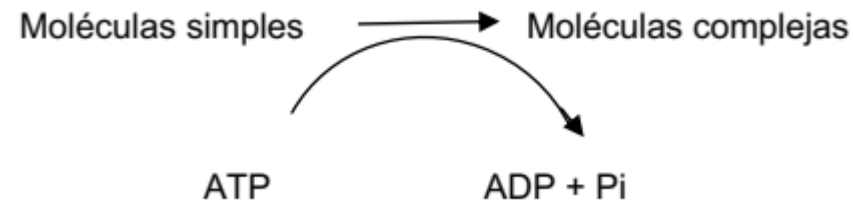
Necesidades de energía en el organismo

El organismo animal puede ser considerado como un sistema termodinámico abierto, que está continuamente intercambiando materia y energía con sus alrededores, consumiendo energía para desarrollar los trabajos internos y externos, y para fabricar moléculas estables para lo cual necesita alimentarse ingiriendo moléculas de gran energía libre que a partir de determinadas reacciones de combustión dan lugar a productos de menor energía.

Metabolismo energético

Como metabolismo energético se entiende al conjunto de reacciones bioquímicas y procesos físico-químicos que ocurren a nivel celular. Existen dos tipos de reacciones: **anabólicas** y **catabólicas**.

Las **anabólicas** son reacciones de síntesis, es decir, se parte de moléculas pequeñas para producir moléculas más complejas; las sustancias producidas se incorporan a las células para formar parte de la materia viva. Corresponden a una fase constructiva.



Las **catabólicas** son reacciones de descomposición, es decir, una macromolécula o molécula compleja se degrada para formar sustancias más simples y energía; las sustancias degradadas producen materiales de desecho que se eliminan del organismo. Corresponden a una fase degradativa.

