

AC 14 18

Acaban ustedes de escuchar Filosofía, el programa del espacio por el profesor don José Barrio. Seguidamente les ofrecemos introducción al curso universitario de Ciencias Físico-Naturales, Termodinámica y Estructura de la Materia, por el profesor don Antonio Rueda de Andrés. Con la voz del mismo profesor y la de los locutores María Teresa Jiménez y Rolando Gómez de Helena.

Control y registro de sonido Antonio Galán. Y la adaptación radiofónica del tercer programa de Radio Nacional de España. En los temas 13, 14 y 15 del texto abordamos el estudio de los diferentes estados de agregación de la materia.

Gaseoso, líquido y sólido respectivamente. Analizando sus principales propiedades. Sin embargo, en el texto no se hace una alusión directa a la termodinámica.

¿Cuál es el objeto de esta rama de la física? La termodinámica constituye una primera aproximación al estudio fenomenológico de las propiedades de la materia en sus diferentes estados de agregación. Para empezar, diremos que la termodinámica tiene como fin el establecimiento de relaciones entre las distintas propiedades de la materia sin tener en cuenta su estructura interna. En realidad, dichas propiedades podrían describirse desde una perspectiva esencialmente especulativa en términos de las leyes de la mecánica y de la electricidad.

Sin embargo, el hecho de que cualquier macrosistema contiene un elevadísimo número de partículas, moléculas, átomos o iones se traducirá en el planteamiento de un número igualmente enorme de ecuaciones. De esta forma, dado un sistema de partículas, cualquier sistema material, no detendremos nuestra atención en todas y cada una de las partículas que constituyen el sistema, sino que trataremos de analizarlo globalmente, en conjunto. Recordemos a este respecto que el estado dinámico de una partícula puede expresarse, por ejemplo, mediante su energía mecánica.

Si la partícula es libre, es decir, si no interactúa con otras, esta energía será sólo cinética. De un modo análogo, nuestro interés se centrará ahora en la definición de parámetros de estado, definitorios de las propiedades actuales del sistema en un momento determinado de su historia o evolución. En realidad, uno de estos parámetros o funciones de estado ha sido ya introducido anteriormente.

Es la energía interna, suma de las energías cinéticas asociadas a los movimientos internos de las partículas y de sus energías potenciales de interacción mutua. En el caso más elemental de un sistema de partículas, el gas perfecto, la energía interna es puramente energía cinética, puesto que suponemos que las partículas no interactúan salvo en el brevísimo intervalo de tiempo en que colisionan. Desplazándose el resto del tiempo como partículas libres.

En el nivel de este curso introductorio, resultará ciertamente aconsejable restringir el estudio de las cuestiones que hoy nos ocupan al caso elemental del gas perfecto por ofrecer una

mucho menor dificultad formal la introducción de los conceptos y leyes que expondremos a continuación. Bueno, recuerdo ahora que en una emisión anterior, precisamente cuando hablábamos de la energía interna de un sistema de partículas, hicimos alusión a la temperatura como magnitud que define el estado del sistema desde un punto de vista fenomenológico. No obstante, no nos detuvimos entonces en la consideración de esta magnitud, limitándonos a asegurar la existencia de una conexión directa entre temperatura y energía interna.

¿Podríamos establecer ya una relación entre estas dos magnitudes? Como usted asimismo recordará, señalamos días atrás la necesidad de introducir una magnitud que no fuese sólo una función de estado, sino que también fuese directamente accesible a la medida, con el fin de determinar el estado de un sistema de muchas partículas. Incluso en la eventualidad más simple de que el sistema físico objeto de nuestro interés fuese un gas perfecto, el cálculo de su energía interna requeriría la determinación de las energías cinéticas de las partículas constitutivas, procediendo seguidamente a su suma. Este procedimiento resultará prohibitivo obviamente desde un punto de vista práctico, puesto que cualquier volumen de dimensiones macroscópicas contendrá un número increíblemente grande de moléculas de gas.

De poco serviría que la energía interna fuese, como lo es, una función de estado en un marco teórico si no pudiese medirse experimentalmente, como se desprende de su definición, cuando tratamos con un sistema formado por un número elevado de partículas. Es por esto por lo que introducimos en la física la noción de temperatura como magnitud que caracteriza el estado de agitación térmica de las partículas integrantes de un sistema material. En principio, cualquier propiedad de la materia que dependa de su estado de agitación térmica puede servir para establecer una definición cuantitativa de temperatura.

Por ejemplo, es posible construir una escala de temperatura considerando la altura alcanzada por una columna de mercurio en equilibrio térmico con el cuerpo o sistema cuyo estado de agitación térmica interesa conocer. Sin embargo, resulta evidente que la escala así definida es por completo arbitraria, no teniendo, por consiguiente, ningún significado físico especial, de forma que no será adecuada para la descripción de cualquier otro fenómeno térmico. Así pues, parece que se hace ineludible el establecimiento de una escala de temperatura que tenga un significado físico general y que no dependa de la naturaleza de un material particular, como el mercurio o el cristal que lo contiene.

Exactamente. En este sentido, en física se usa la escala absoluta o termodinámica de temperatura que está estrechamente relacionada con las propiedades térmicas de todos los cuerpos en general. Desgraciadamente, su definición está fuera del alcance de este curso.

No obstante, puesto que ya hemos señalado que la energía cinética traslacional de las partículas que forman un gas perfecto monatómico, por ejemplo, da una medida de su agitación térmica, estableceremos una relación de proporcionalidad entre temperatura y energía interna. De esta forma, se acostumbra definir la temperatura como igual a dos tercios del valor medio de las energías individuales de todas las partículas del sistema. Conviene notar

que dicho valor medio puede considerarse como la energía media de todas las partículas del sistema en un instante dado o como la energía media de una partícula arbitraria en los sucesivos instantes de tiempo de su historia.

Las dos definiciones son completamente equivalentes. Según la definición anterior, la temperatura tendría dimensiones de energía, por lo que en el sistema internacional de unidades se mediría en julios. Pero el julio no es una unidad conveniente de temperatura, ya que la energía térmica es generalmente muy pequeña frente al julio.

Por otro lado, la medida directa de la temperatura en términos de la energía de las partículas del sistema es, como ya se ha señalado, un procedimiento obviamente irrealizable. Por todo ello, en física se utiliza una unidad convencional de temperatura, pero de gran interés práctico, unidad que se denomina grado. El grado se define como la centésima parte de la diferencia entre los puntos de ebullición y de congelación del agua químicamente pura a la presión atmosférica, tanto si se utiliza la escala absoluta como la escala Celsius.

El factor de conversión entre grado y julio es la llamada constante de Boltzmann, representada por la letra k e igual a $1,38 \times 10^{-23}$ julios grado menos uno. La temperatura medida en grados de la escala absoluta o Kelvin será denotada por T mayúscula, en tanto que si se enviden unidades de energía habrá que multiplicar su valor por la constante de Boltzmann. De acuerdo con la definición de temperatura absoluta, vemos que, puesto que la energía cinética nunca puede ser negativa, la temperatura absoluta tampoco será negativa en ningún caso, ¿no es cierto? Esto es, observemos sin embargo que esta propiedad no debe considerarse como una ley fundamental de la naturaleza, sino que aparece como una consecuencia directa de la definición de temperatura.

Una temperatura de 0 grados Kelvin correspondería a aquella situación en la que cesase completamente el movimiento de agitación térmica de las partículas que forman los sistemas materiales. Esta situación es prácticamente inalcanzable por razones que escapan del ámbito de este curso, pero sin embargo conviene señalar que es posible conseguir hoy en día muy bajas temperaturas del orden de unos pocos Kelvin. Aunque tampoco podamos entrar en tal cuestión, hay que observar que incluso en las proximidades del ser absoluto, si bien desaparece la agitación térmica, no por ello cesan otros movimientos de las partículas que forman la materia condensada a tan bajas temperaturas.

Así, por ejemplo, los átomos que forman moléculas o que están dispuestos regularmente formando una estructura cristalina ejecutan las llamadas oscilaciones del punto cero, oscilaciones de pequeña amplitud en torno a las posiciones de equilibrio. Este fenómeno es de naturaleza cuántica y deben ser necesarias las leyes de la mecánica cuántica para justificar tal situación. La definición de temperatura absoluta que hemos dado está basada, pues, en la mecánica clásica, de manera que la relación de proporcionalidad entre temperatura y energía térmica sólo es válida en tanto que el movimiento pueda ser descrito en términos de la mecánica clásica.

Por otra parte, fijemos ahora nuestra atención en la fórmula del texto que expresa la velocidad cuadrática media o velocidad térmica. Tal velocidad, que da una medida del estado promedio de agitación térmica de las partículas del sistema, es igual a la raíz cuadrada del producto de tres veces la constante de Boltzmann por la temperatura absoluta, dividido dicho producto por la masa de cada partícula, que suponemos es la misma para todas. En definitiva, se tiene que la velocidad térmica es proporcional a la raíz cuadrada de la temperatura e inversamente proporcional a la raíz cuadrada de la masa de las partículas.

Vemos entonces que cuanto menor sea la masa de las partículas, mayor es el grado de agitación térmica y viceversa. Así, el movimiento térmico es muy intenso para átomos y moléculas. Continúa siendo apreciable en el caso de partículas finas suspendidas en un líquido, el llamado movimiento browniano.

Sin embargo, para cuerpos de gran masa, el movimiento térmico es completamente despreciable. Un carácter fundamental de la agitación térmica es su aleatoriedad, es decir, el azar. Esto resulta particularmente claro en el caso del gas perfecto, aun cuando también preside a este carácter el movimiento de moléculas de líquido o de gas real.

De esta forma, la energía térmica está asociada al movimiento desordenado de agitación térmica de las partículas del sistema. Por tanto, la temperatura expresa cuantitativamente la intensidad de esta agitación. Bien, queda claro que la temperatura es una variable de estado.

Pero, ¿existen otras magnitudes que describan el estado macroscópico de un sistema físico? Las propiedades de los sistemas materiales, considerados en conjunto, sin analizar detalladamente su estructura molecular, se denominan propiedades macroscópicas. De entre estas propiedades o variables, la temperatura y la presión son quizá las más importantes. Como es sabido, la presión de un gas o de un líquido es la magnitud que mide la transferencia media de momento lineal de las moléculas al chocar con las paredes del recinto contenedor debido a la agitación térmica.

De esta forma, se llega a definir la presión sobre la pared como la fuerza ejercida sobre un área unidad. Además de la temperatura y de la presión, hay otras variables que caracterizan el estado del macrosistema. Por ejemplo, el volumen ocupado por éste y su masa, o bien, su densidad.

Hay una diferencia, sin embargo, entre temperatura y presión por un lado y masa y volumen por otro. Estas últimas se denominan propiedades o variables extensivas, correspondiendo al sistema en conjunto. Evidentemente, estas variables son aditivas, como puede comprobarse, por ejemplo, con la masa.

La masa total del sistema es igual a la suma de las masas de sus partes. En cambio, la presión y la temperatura, llamadas propiedades o variables intensivas, podrán tomar el mismo valor promedio en las diferentes regiones ocupadas por el sistema cuando éste se encuentre en un estado de equilibrio térmico, pero en general tomarán valores bien definidos en cada punto del

sistema. La importancia de las propiedades o variables a que acabamos de aludir se pone ampliamente de manifiesto al considerar que el estado de un sistema termodinámico puede definirse dando los valores de un cierto número de estos parámetros.

En este sentido, una función de estado, como la energía interna, es toda función determinada completamente por tales parámetros. Así, por ejemplo, la energía interna de un gas perfecto es una función sólo de la temperatura del gas. Debemos observar, antes de continuar, que las variables de estado, como la presión, la temperatura y el volumen, no son independientes unas de otras.

Por ejemplo, si una determinada cantidad de gas está contenida en un recinto de un cierto volumen a una temperatura dada, la presión del gas está unívocamente definida. Cuando el volumen o la temperatura cambian, la presión también varía. De lo anterior se desprende que debe existir una relación funcional entre la presión, el volumen y la temperatura del sistema, relación que recibe el nombre de ecuación de estado y que juega un importante papel en la descripción fenomenológica de las propiedades térmicas de los sistemas de partículas.

De esta forma, sólo dos de las tres magnitudes que aparecen en la ecuación de estado pueden ser especificadas arbitrariamente, viniendo impuesta la tercera como una función de aquellas. Desgraciadamente, la forma exacta de la ecuación de estado sólo puede deducirse para los sistemas físicos más sencillos, como por ejemplo el gas perfecto. A medida que crece la complejidad estructural del sistema, la ecuación de estado sólo podrá darse en forma aproximada, debiendo considerarse el tipo de potencial asociado a las interacciones de las moléculas del gas real o del líquido.

Debido a esta dificultad, muchas veces se debe recurrir al método experimental con objeto de poder disponer de una forma plausible de la ecuación de estado del sistema. Hasta este momento nos hemos referido a las variables termodinámicas que definen el estado de un sistema físico, aceptando tal vez que dicho estado fuera de equilibrio térmico. Pero, ¿qué sucede si un sistema se encuentra en un estado de desequilibrio con el mundo exterior? Decimos que un sistema se encuentra en un estado de equilibrio térmico cuando no se producen procesos térmicos espontáneos en el sistema, de suerte que los subsistemas que lo forman están en reposo relativo mutuo.

Así pues, no existirá movimiento macroscópico entre las partes, aunque continúen evidentemente los movimientos térmicos microscópicos de las partículas integrantes del sistema. Por tanto, cuando dos o más sistemas, o subsistemas de un único sistema, se encuentren en desequilibrio térmico, aparecerán procesos cuyo resultado sea la evolución hacia el estado de equilibrio. Estos procesos darán lugar a una transferencia de energía entre los distintos sistemas hasta alcanzar el equilibrio térmico, estado en el que las respectivas temperaturas y presiones serán iguales.

La evolución de un sistema termodinámico vendrá siempre regida por alguna determinada ley, de acuerdo con las condiciones impuestas al sistema. Así, por ejemplo, tendremos

transformaciones isothermas, a temperatura constante, isóbaras, a presión constante, isócoras o isósteras, a volumen constante, o adiabáticas, es decir, sin intercambio de calor con el exterior. En definitiva, debe quedar clara la idea de que la evolución espontánea de un sistema, formado por un cierto número de subsistemas, contenido en un recinto aislado, conduce a un estado de equilibrio isoterma, como resultado de transferencias de energía entre las distintas partes.

Las partes calientes ceden energía a las partes frías, en tanto existan diferencias de temperatura en el interior del recipiente. Luego, en general, cuando un sistema aparece sometido a un determinado proceso de evolución, su energía interna variará, salvo que el proceso sea cíclico o también isoterma, siendo el sistema un gas ideal. A este respecto, es sumamente importante observar que el cambio en la energía interna del sistema puede obedecer a dos causas fundamentales, el trabajo realizado por el sistema o sobre el sistema, y el calor absorbido o cedido.

En termodinámica se llama cantidad de calor a la energía cedida por un sistema caliente a otro más frío, mediante un proceso espontáneo, tal como la conducción térmica o la radiación. Por ser una forma de energía, la cantidad de calor se ha de conservar durante el proceso de transferencia. La cantidad de calor perdida por el sistema caliente es adquirida por el sistema frío.

Resulta evidente que la absorción de calor por parte de un sistema, cuando no hay trabajo realizado, se traducirá en un aumento de su energía interna, en tanto que la cesión de calor corresponderá a una disminución de la misma. Es por esto por lo que la cantidad de calor adquirida, según un criterio generalmente utilizado, se considera positiva, en tanto que la cedida se toma como negativa. De una manera análoga, si no hay intercambio de calor, el trabajo realizado sobre el sistema aumentará su energía interna, mientras que el efectuado por el sistema sobre el exterior llevará consigo una disminución de energía interna.

También por convenio, el primer trabajo se considera negativo y el segundo positivo. En general, sin embargo, podrán coexistir ambos procesos, realización de un trabajo e intercambio de calor, que serán responsables de la variación de la energía interna del sistema. Hemos generalizado así la ley de conservación de la energía para los procesos térmicos, que en este sentido se denomina primera ley de la termodinámica.

Debemos observar que tanto el trabajo como la cantidad de calor dependen no sólo de los estados inicial y final del sistema, sino también del camino a lo largo del cual se ha realizado el cambio de estado. Por el contrario, la energía interna es lo que se denomina una función de estado, de manera que en cualquier instante el sistema tiene una energía definida. La variación total de la energía interna durante un proceso es una cantidad que depende sólo de los estados final e inicial, es decir, es igual a la diferencia de los valores de la energía interna correspondientes a estos estados.

Para un gas perfecto, por ejemplo, dependerá únicamente de las temperaturas final e inicial.

Obviamente, la separación del valor de esta temperatura en una cantidad de calor y en un trabajo no es única, sino que depende del camino recorrido al ir del estado inicial al final. En particular, en un proceso cíclico, el cambio total de la energía interna del sistema es nulo, de forma que, prescindiendo de los signos, la cantidad de calor y el trabajo involucrados en el proceso son iguales.

Ya que estamos hablando de procesos térmicos, ¿existe alguna diferencia fundamental entre estos procesos y los mecánicos, como los movimientos? Los movimientos de los sistemas físicos que obedecen a las leyes de la mecánica presentan la importante propiedad de que en ausencia de rozamiento, cualquiera que sea el movimiento, el movimiento inverso pasando por los mismos puntos con idénticas velocidades, pero en dirección opuesta, es siempre posible. Esta propiedad se conoce con el nombre de reversibilidad. Y puede expresarse alternativamente, si observamos que intercambian el futuro y el pasado, diciendo que los movimientos mecánicos son simétricos respecto a una inversión temporal.

Esta simetría aparece como una consecuencia directa de las ecuaciones de movimiento, puesto que cuando se invierte el signo del tiempo, también se invierte la velocidad, pero en cambio la aceleración permanece invariable. En contraposición a la situación anterior, dado un proceso térmico, el proceso inverso, en el cual se alcanzan los mismos estados térmicos, pero recorridos en sentido opuesto, resulta en general irreproducible. De esta forma, la irreversibilidad es una característica general de los procesos térmicos, como por ejemplo la transferencia directa de calor de un sistema caliente a otro frío, o la expansión de un gas en el vacío.

Como ya ha quedado indicado previamente, todo conjunto de sistemas tiende a alcanzar un estado de equilibrio térmico en el que las distintas partes estén en reposo relativo con las mismas presiones y temperaturas. La experiencia nos muestra que habiéndose alcanzado tal estado, no podrá llegarse de una forma espontánea a la situación inicial de desequilibrio. Así pues, concluimos diciendo que todos los procesos térmicos cuyo resultado sea la consecución del equilibrio térmico son irreversibles.

Un ejemplo típico de esta eventualidad es la fricción que acompaña al movimiento de los sistemas mecánicos. El proceso de fricción, o rozamiento, provoca una lenta y progresiva disminución del movimiento, convirtiéndose la energía cinética asociada al desplazamiento macroscópico ordenado del móvil en calor, aumentando así su energía interna, es decir, creciendo el desorden molecular del sistema y llegando finalmente al estado de equilibrio correspondiente al reposo relativo macroscópico. Todos los procesos que tienen lugar en la naturaleza son irreversibles en un mayor o menor grado.

Sin embargo, el grado de irreversibilidad puede, en ciertos casos, ser lo suficientemente pequeño como para considerar reversible el proceso. En general, deberemos eliminar del sistema, en cuanto sea posible, todos aquellos procesos que constituyen una aproximación al equilibrio térmico, si deseamos que el proceso en cuestión sea reversible en un alto grado. Así,

habrá que impedir un intercambio directo de calor entre sistemas a diferentes temperaturas y la fricción en el movimiento de los sistemas.

Una característica general de los procesos reversibles es su lentitud. El proceso debe ser tan lento como para que los sistemas en consideración puedan alcanzar en todo instante el equilibrio térmico correspondiente a las condiciones externas imperantes. Un proceso completamente reversible sólo se logrará en el caso ideal de infinitos procesos elementales, de manera que un proceso que sucede en un intervalo de tiempo finito no puede ser totalmente reversible.

Por otro lado, debemos notar que los sistemas en equilibrio térmico no realizan trabajo, puesto que el trabajo implica un desplazamiento mecánico que no existe entre las partes de sistemas en equilibrio. Enunciamos así la segunda ley de la termodinámica, diciendo que no se puede realizar trabajo a expensas de la energía de sistemas en equilibrio térmico. En definitiva, habremos de observar que así como la tendencia natural de los sistemas en desequilibrio es la aproximación al equilibrio, proceso durante el cual puede realizarse algún trabajo aprovechable, una vez que aquel sea alcanzado, la energía macroscópica se ha convertido en energía microscópica desordenada e inaprovechable, desapareciendo así la posibilidad de efectuar un trabajo útil.

¿Qué diferencias existen desde un punto de vista termodinámico entre la materia inerte y la materia viva? Cualquiera que observe un organismo superior, un hombre por ejemplo, apreciará una asimetría plana. No obstante esta apariencia externa engañosa, de todos es sabido que la disposición de los órganos vitales en nuestro interior es, en muchos casos, asimétrica. A medida que se vaya descendiendo en la escala de observación, las asimetrías serán cada vez más pronunciadas.

El último estadio del ser vivo, en orden descendente, la célula, presenta una estructura con gran ausencia de asimetría. Y cuando hablamos de asimetría no nos referimos sólo a la arquitectura del biosistema, sino y sobre todo a la forma disimétrica de repartición de sustancias en su interior y entre éste y el medio externo. Después de esta pequeña introducción, diremos que los sistemas físicos y los sistemas biológicos tienen en común el estar formados por iguales elementos, los mismos núcleos, las mismas partículas elementales.

¿Qué los hace pues diferentes si la materia constitutiva es la misma en ambos casos? La respuesta a esta pregunta es bien lacónica. Su organización. En efecto, la historia de un sistema físico, desde el que pudiera parecer más irrelevante hasta el propio universo puramente físico, inanimado, está llamada irremediablemente a ser una sucesión de procesos que gradualmente conducen a un estado final de total desorden, que por paradoja, por su absoluta homogeneidad e isotropía, es el más simétrico de cuantos puedan existir.

Así, la segunda ley de la termodinámica es hasta ahora la regla de oro que inexorablemente señala el devenir de todo sistema físico en la dirección de lo que se ha dado en llamar la flecha del tiempo, no permitiendo que los procesos espontáneos que tienen lugar en la naturaleza

sean regidos por ecuaciones matemáticas invariantes frente a una inversión temporal. ¿Cómo es posible, pues, que se haya producido un proceso, el comienzo de la vida, que parece discrepar de la segunda ley de la termodinámica? ¿Y de qué forma se hace factible el que incesantemente, desde hace milenios, aparezcan nuevos seres descendientes de sus progenitores, así como que desde el primer bionte marino hasta el hombre se haya tenido que recorrer una larga etapa en este proceso de complejificación, todo lo cual constituye una violación aparente de aquella ley o principio que se ha venido aceptando como fundamental e inviolable desde hace más de cien años? Lo cierto es que nada sabemos con exactitud acerca del instante primigenio que marca el comienzo de la existencia vital a pesar de las diversas teorías existentes sobre el particular. Es innegable que en aquel momento algún suceso de importancia trascendental hizo que, en contra de las leyes estadísticas, ciertos sistemas incorporaran a su estructura cierta información que, debidamente procesada, pasó de generación en generación acumulada en el código genético.

Ciertas mutaciones, espontaneas unas, fruto de la interacción con el medio circundante y la subsiguiente adaptación al mismo otras, hicieron posible la extensión hacia organismos cada vez más complejos y organizados. Por otra parte, así como los sistemas físicos se caracterizan por una marcada tendencia a la homogeneidad, los sistemas vivos, los sistemas biológicos, están impelidos a una fuerte tendencia a la heterogeneidad, a la diferenciación estructural y funcional, con la aparición de equilibrios disimétricos. Estas ideas son las que han llevado recientemente a enunciarse en dos principios de homógenes y heterógenes, de forma tal que la vida no es sino una constante competición entre lo homogéneo y lo heterogéneo, entre el desorden y el orden.

Otra característica fundamental de los procesos que se desarrollan en los sistemas biológicos es el sentido teleológico de cooperación orientado hacia un fin concreto. Células especializadas formarán tejidos con una función específica propia. Estos se concretarán en la constitución de órganos igualmente encargados de realizar cometidos muy particulares en el complejo del organismo, ser superior, que constituyen.

Incluso entrando en el terreno sociológico, estos organismos darán lugar a colectividades en las que cada uno de ellos tendrá una misión especial que desempeñar. Resumiendo todas estas consideraciones precedentes, ciertos autores hablan de determinadas características propias de los sistemas biológicos, a saber, complejificación, irreversibilidad, eficientismo y libertad. Desgraciadamente, al nivel no sólo de este curso, sino también de algunos cursos posteriores, resulta imposible abordar el estudio termodinámico de los procesos vitales.

En primer lugar, habría que conocer muy bien el formalismo y los principios de la termodinámica de los procesos reversibles, que constituye una primera aproximación a la termodinámica de los procesos irreversibles, cuyos principios y métodos de trabajo son los idóneos a la hora de analizar fenomenológicamente los complejos procesos que hacen posible la vida en los diferentes niveles de la evolución biológica. Acaban ustedes de escuchar Introducción al curso universitario de Ciencias Fisiconaturales por el profesor don Antonio

Rueda de Andrés. Nos despedimos de ustedes hasta mañana miércoles, a las 20 horas, en que podrán escuchar, en este mismo espacio, Lengua Española, el mester de clerecía por el profesor don Manuel Criado de Bal.

Introducción al curso universitario de Derecho, el hombre, la naturaleza y el derecho en la actualidad por el profesor don Astolfo Hernández Vidal. El tercer programa de Radio Nacional de España les ha ofrecido... Universidad Nacional de Educación a Distancia. Su emisión diaria... Universidad para Todos.

...espacio universitario preparado por su claustro de profesores y adaptado y presentado radiofónicamente por el tercer programa de Radio Nacional de España.