Junta de Castilla y León
Consejería de Educación

GUÍA DE CALIFICACIÓN

MATERIA: **QUÍMICA**

- Matriz de especificación
- Estructura del examen
- Criterios de corrección
- Modelo 0

QUÍMICA

BLOQUE	SABERES BÁSICOS	CONCRECIONES	CRITERIOS DE EVALUACIÓN
A.: Enlace químico y estructura de la materia	• Los espectros atómicos como responsables de la necesidad de la revisión de los modelos atómicos. Relación de los espectros atómicos con la estructura electrónica del átomo y la cuantización de la energía. • Principio de incertidumbre de Heisenberg y doble naturaleza onda-corpúsculo del electrón. Naturaleza probabilística del concepto de orbital. • Números cuánticos y principio de exclusión de Pauli. Estructura electrónica del átomo. Utilización del diagrama de Moeller para escribir la configuración electrónica de los elementos químicos. • Naturaleza experimental del origen de la tabla periódica en cuanto al agrupamiento de los elementos según sus	• Limitaciones del modelo atómico de Bohr y su relación con los hechos experimentales asociados. • Significado de los números cuánticos según Bohr. La teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual y su relación con el concepto de órbita y orbital. • Configuración electrónica de un átomo, su posición en la Tabla Periódica y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador. • Reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la Tabla Periódica. • Variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos. Comparación de dichas	1.1 Reconocer la importancia de la química y sus conexiones con otras áreas en el desarrollo de la sociedad, el progreso de la ciencia, la tecnología, la economía y el desarrollo sostenible respetuoso con el medioambiente, identificando los avances en el campo de la química que han sido fundamentales en estos aspectos. 1.2 Describir los principales procesos químicos que suceden en el entorno y las propiedades de los sistemas materiales a partir de los conocimientos, destrezas y actitudes propios de las distintas ramas de la química. 1.3 Reconocer la naturaleza experimental e interdisciplinar de la química y su influencia en la investigación científica y en los ámbitos económico y laboral

	propiedades. La teoría atómica actual y su relación con las leyes experimentales observadas. • Posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica. • Tendencias periódicas. Aplicación a la predicción de los valores de las propiedades de los elementos de la tabla a partir de su posición en la misma. • Enlace químico y fuerzas intermoleculares. • Tipos de enlace a partir de las características de los elementos individuales que lo forman. Energía implicada en la formación de moléculas, de cristales y de estructuras macroscópicas. Propiedades de las sustancias químicas. • Modelos de Lewis, RPECV e hibridación de orbitales. Configuración geométrica de compuestos moleculares y las características de los sólidos. • Ciclo de Born-Haber. Energía intercambiada en la formación de cristales iónicos.	propiedades para elementos diferentes. • Estabilidad de las moléculas o cristales formados según la regla del octeto o las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces. • Ciclo de Born-Haber en el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos. • Polaridad y geometría de una molécula. • Explicación de la geometría molecular de distintas sustancias covalentes según la TEV y la TRPECV. • Conductividad eléctrica y térmica según el modelo del gas electrónico. • Influencia de las fuerzas intermoleculares en la variación de las propiedades específicas de diversas sustancias.	actuales, considerando los hechos empíricos y sus aplicaciones en otros campos del conocimiento y la actividad humana. 2.1 Relacionar los principios de la química con los principales problemas de la actualidad asociados al desarrollo de la ciencia y la tecnología, analizando cómo se comunican a través de los medios de comunicación o son observados en la experiencia cotidiana. 2.2 Reconocer y comunicar que las bases de la química constituyen un cuerpo de conocimiento imprescindible en un marco contextual de estudio y discusión de cuestiones significativas en los ámbitos social, económico, político y ético identificando la presencia e influencia de estas bases en dichos ámbitos. 2.3 Aplicar de manera informada, coherente y razonada los modelos y leyes de la química, explicando y prediciendo las consecuencias de experimentos,

	• Modelo de la nube electrónica para explicar las propiedades características de los cristales metálicos. • Fuerzas intermoleculares a partir de las características del enlace químico y la geometría de las moléculas. Propiedades macroscópicas de compuestos moleculares.		fenómenos naturales, procesos industriales y descubrimientos científicos. 3.1 Utilizar correctamente las normas de nomenclatura de la IUPAC como base de un lenguaje universal para la química que permita una comunicación efectiva en toda la comunidad científica, aplicando dichas normas al reconocimiento y escritura de fórmulas y nombres de diferentes especies químicas.
B.: Reacciones químicas	• Primer principio de la termodinámica: intercambios de energía entre sistemas a través del calor y del trabajo. • Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción. Procesos endotérmicos y exotérmicos. • Balance energético entre productos y reactivos mediante la ley de Hess, a través de la entalpía de formación estándar o de las energías de enlace, para obtener la entalpía de una reacción.	• Primer principio de la termodinámica aplicado a un proceso químico. • Diagramas entálpicos para diferenciar un proceso exotérmico de otro endotérmico. • Entalpias de reacción y de formación a partir de la ley de Hess y las tablas de datos. • Espontaneidad de un proceso químico a partir de los conceptos de entropía y energía libre. • Ecuaciones cinéticas y unidades de las magnitudes que intervienen.	3.2 Emplear con rigor herramientas matemáticas para apoyar el desarrollo del pensamiento científico que se alcanza con el estudio de la química, aplicando estas herramientas en la resolución de problemas usando ecuaciones, unidades, operaciones, etc. 4.1 Analizar la composición química de los sistemas materiales que se encuentran en el entorno más próximo, en el medio natural y en el entorno industrial y tecnológico, demostrando que sus

	• Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos. • Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema. • Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Conceptos de velocidad de reacción y energía de activación. • Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma. • Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción. • El equilibrio químico como proceso dinámico: ecuaciones de velocidad y aspectos termodinámicos. Expresión de la constante de equilibrio mediante la ley de acción de masas.	• Influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción. • Funcionamiento de los catalizadores. • Cociente de reacción y su relación con la constante de equilibrio y la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio. • Constantes de equilibrio, Kc y Kp, para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración. • Ley de acción de masas para el cálculo de concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico y para determinar la evolución del equilibrio al variar la cantidad de producto o reactivo. • Grado de disociación aplicado al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio Kc y Kp. • Ley de Guldberg y Waage para relacionar la solubilidad y el producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos sólido-líquido. • Principio de Le Chatelier para predecir la evolución de un	propiedades, aplicaciones y beneficios están basados en los principios de la química. 4.2 Argumentar de manera informada, aplicando las teorías y leyes de la química, que los efectos negativos de determinadas sustancias en el ambiente y en la salud se deben al mal uso que se hace de esos productos o negligencia, y no a la ciencia química en sí. 4.3 Explicar, empleando los conocimientos científicos adecuados, cuáles son los beneficios de los numerosos productos de la tecnología química y cómo su empleo y aplicación han contribuido al progreso de la sociedad. 5.2 Reconocer la aportación de la química al desarrollo del pensamiento científico y a la autonomía de pensamiento crítico a través de la puesta en práctica de las metodologías de trabajo propias de las disciplinas científicas. 5.3 Resolver problemas relacionados con la química y

	• La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en diferente estado físico. Relación entre Kc y Kp y producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos. • Principio de Le Châtelier y el cociente de reacción. Evolución de sistemas en equilibrio a partir de la variación de las condiciones de concentración, presión o temperatura del sistema. • Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry. • Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa. • pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes Ka y Kb. • Concepto de pares ácido y base conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se produce la hidrólisis de una sal.	sistema en equilibrio al modificar la temperatura, presión, volumen o concentración que lo definen, utilizando como ejemplo la obtención industrial del amoníaco. • Cálculo de la solubilidad de una sal y su modificación al añadir un ion común. • Comportamiento ácido o básico de un compuesto según la teoría de Brönsted-Lowry de los pares de ácido-base conjugados. • Carácter ácido, básico o neutro y fuerza ácido-base de distintas disoluciones según el tipo de compuesto disuelto en ellas. Relación con el pH de las mismas. • Procedimiento y cálculos en una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida. • Comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua según su hidrólisis, y los procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar. • Comportamiento químico ácido-base de algunos productos de uso cotidiano.	estudiar situaciones relacionadas con esta ciencia. 5.4 Representar y visualizar de forma eficiente los conceptos de química que presenten mayores dificultades, utilizando herramientas digitales y recursos variados, incluyendo experiencias de laboratorio real y virtual. 6.1 Explicar y razonar los conceptos fundamentales que se encuentran en la base de la química aplicando los conceptos, leyes y teorías de otras disciplinas científicas (especialmente de la física) a través de la experimentación y la indagación. 6.2 Deducir las ideas fundamentales de otras disciplinas científicas (por ejemplo, la biología o la tecnología) por medio de la relación entre sus contenidos básicos y las leyes y teorías que son propias de la química. 6.3 Solucionar problemas y cuestiones que son característicos de la química

	• Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base. • Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación. • Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación-reducción. Cálculos estequiométricos. • Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox. • Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas.	• Procesos de oxidación y reducción como variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras. • Método del ion-electrón para ajustar reacciones de oxidación-reducción. • Espontaneidad de un proceso redox según la variación de energía de Gibbs y el valor de la fuerza electromotriz obtenida. • Diseño de una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes. • Relación entre un proceso de oxidación-reducción y la generación de corriente eléctrica en una célula galvánica. • Leyes de Faraday en un proceso electrolítico. Cantidad de materia depositada en un electrodo y tiempo empleado en el proceso.	utilizando las herramientas provistas por las matemáticas y la tecnología, reconociendo así la relación entre los fenómenos experimentales y naturales y los conceptos propios de esta disciplina.
C.: Química orgánica …	• Fórmulas moleculares y desarrolladas de compuestos orgánicos. Diferentes tipos de isomería estructural.	• Formulación de hidrocarburos y compuestos orgánicos que poseen varios grupos funcionales.	

	• Principales tipos de reacciones orgánicas. Productos de la reacción entre compuestos orgánicos y las correspondientes ecuaciones químicas. • Proceso de formación de los polímeros a partir de sus correspondientes monómeros.	• Tipos de isomería estructural, representación y formulación de los posibles isómeros, dada una fórmula molecular. • Principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox, y sus productos de reacción. • Proceso de polimerización y diseño del polímero a partir de un monómero.	

QUÍMICA

ESTRUCTURA DEL EJERCICIO

El ejercicio constará de CINCO apartados distribuidos de la siguiente forma:

- Apartado 1 (Bloque A): Una pregunta obligatoria sin incluir preguntas de opción.
- Apartado 2 (Bloque B): Una pregunta obligatoria sin incluir preguntas de opción.
- Apartado 3 (Bloque B): Dos preguntas opcionales a elegir una.
- Apartado 4 (Bloque B): Dos preguntas opcionales a elegir una.
- Apartado 5 (Bloque C): Dos preguntas opcionales a elegir una.

Todos los apartados tienen un valor de 2 puntos.

Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, ni gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

CRITERIOS DE CORRECCIÓN

La calificación máxima la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.

La formulación incorrecta de los compuestos químicos se penalizará hasta con un 50 % en el apartado correspondiente. La resolución de problemas numéricos sin razonamiento supondrá una disminución de hasta el 25 % en la calificación obtenida en el apartado correspondiente. Asimismo, la resolución correcta y razonada de un problema con una solución numérica incorrecta, pero no absurda, se penalizará hasta con un 10 % en el apartado correspondiente. En el caso de que dos apartados de un mismo problema estén relacionados entre sí, un error en alguno de ellos no supondrá la anulación del otro, siempre que los resultados obtenidos no sean absurdos.

En todos los apartados, se valorará la utilización adecuada del lenguaje científico, el uso correcto de los conceptos científicos implicados, la aplicación correcta de los métodos de resolución adecuados a la naturaleza del problema y la valoración coherente del resultado obtenido.

En el caso de que un apartado incluya la posibilidad de elegir entre varias preguntas o tareas, solo se corregirá la primera que se responda y que no aparezca totalmente tachada. En todo caso, se adaptará a lo dispuesto por la COPAU.

Deducciones

Se aplicará lo recogido en el documento Criterios de corrección generales, así como lo dispuesto en el anexo V del documento Tratamiento del alumnado con necesidad específica de apoyo educativo de la GUÍA Prueba de acceso a la Universidad del curso **2026-2027**.

	Prueba de Acceso a la Universidad **Castilla y León**	**QUÍMICA**	**MODELO 0** **Nº Páginas: 3**

El alumno debe contestar a los 5 apartados propuestos. En los apartados 3, 4 y 5 debe escoger una de las dos preguntas planteadas y resolver todas sus cuestiones. Cada apartado tiene un valor de 2 puntos

CRITERIOS GENERALES DE CORRECCIÓN

La calificación máxima (entre paréntesis al final de cada pregunta) la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.

En el caso de los apartados con dos preguntas (apartados 3, 4 y 5), solo se corregirá la primera que se responda y que no aparezca totalmente tachada. En todo caso, se adaptará a lo dispuesto por la COPAU.

DATOS GENERALES

Los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas deben entenderse que hacen referencia a presiones expresadas en atmósferas y concentraciones expresadas en $mol \cdot L^{-1}$.

El alumno deberá utilizar los valores de los números atómicos, masas atómicas y constantes universales que se le suministran con el examen.

APARTADO 1.

En función del tipo de enlace o fuerza intermolecular explique por qué:

a. El agua es líquida a temperatura ambiente y el H_2S es un gas. (Hasta 0,5 puntos)

b. El yodo (I_2) es sólido y el flúor (F_2) es un gas. (Hasta 0,5 puntos)

c. La energía reticular del NaCl es menor que la del $MgCl_2$. (Hasta 0,5 puntos)

d. El plomo es conductor de la electricidad, mientras que el diamante no lo es. (Hasta 0,5 puntos)

APARTADO 2.

En los altos hornos, el monóxido de carbono es el reductor químico principal que permite la obtención de algunos metales a partir de sus correspondientes minerales. La formación del monóxido de carbono es posible gracias al equilibrio que se establece a altas temperaturas entre el carbono sólido añadido en el alto horno y el dióxido de carbono presente. En un intento de recrear este último proceso, se pone en contacto en un recipiente cerrado y vacío de 10 L una masa de 4,4 g de dióxido de carbono con carbono sólido. Sabiendo que el valor de Kc para este equilibrio a 850 ºC es de 0,153, calcule:

a. La masa de dióxido de carbono en el equilibrio. (Hasta 1,2 puntos)

b. La presión parcial del monóxido de carbono en el equilibrio y la presión total en el equilibrio. (Hasta 0,8 puntos)

APARTADO 3.

Responda a una de las dos preguntas propuestas (3A ó 3B). Debe responder todas las cuestiones de la pregunta elegida. No se pueden combinar cuestiones de las dos preguntas.

3A.

El ácido benzoico (C_6H_5-COOH) tiene un efecto antimicrobiano y se utiliza como conservante alimentario cuando su pH es inferior a 5. Se tiene una disolución acuosa de este ácido 0,05 M que está disociada un 3,49 %. Responda las siguientes cuestiones:

a. ¿Se puede utilizar esta disolución como conservante alimentario? (Hasta 0,5 puntos)

b. ¿Cuál es la constante de ionización de dicho ácido? (Hasta 0,8 puntos)

c. ¿Qué volumen de agua hay que añadir a 50 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,01 M para que tenga igual pH que la disolución de ácido benzoico, suponiendo que los volúmenes son aditivos? (Hasta 0,7 puntos)

3B.
Dada la reacción: $H_2S + HNO_3 \rightarrow S + NO + H_2O$

a. Ajuste la reacción por el método del ión-electrón, indicando la especie oxidante y reductora. (Hasta 1,0 puntos)

b. Calcule la masa de ácido nítrico necesario para obtener 50 g de azufre, si el rendimiento del proceso es del 75 %. (Hasta 1,0 puntos)

APARTADO 4.
Responda a una de las dos preguntas propuestas (4A ó 4B). Debe responder todas las cuestiones de la pregunta elegida. No se pueden combinar cuestiones de las dos preguntas.

4A.
El yoduro de hidrógeno es un gas incoloro de olor acre. Industrialmente, se obtiene mediante la reacción del yodo con hidracina. Sin embargo, también puede sintetizarse combinando hidrógeno y yodo. Este método suele utilizarse para obtener yoduro de hidrógeno de gran pureza**.**
La ecuación de velocidad para la reacción: $H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightarrow 2HI\,(g)$ es de orden 1 respecto al hidrógeno y de orden 1 respecto al yodo.

a. Escriba la ley de velocidad e indique qué unidades tendrá la constante de velocidad. (Hasta 0,5 puntos)

b. Justificando debidamente la respuesta, indique cómo variará la velocidad de la reacción:

i. Si manteniendo la temperatura constante, la presión se hace el doble, (debido a una variación del volumen). (Hasta 0,5 puntos)

ii. Si aumentamos la temperatura. (Hasta 0,5 puntos)

iii. Si se adiciona un catalizador. (Hasta 0,5 puntos)

4B.
La solubilidad del hidróxido de manganeso (II) en agua es de 1,96 mg/L. Calcule:

a. La constante del producto de solubilidad de dicha sustancia. (Hasta 0,5 puntos)

b. Calcule el pH de la disolución saturada. (Hasta 0,5 puntos)

c. Calcule la solubilidad del hidróxido de manganeso (II) en una disolución de hidróxido sódico 0,1 M. (Hasta 1,0 puntos)

APARTADO 5.
Responda a una de las dos preguntas propuestas (5A ó 5B). Debe responder todas las cuestiones de la pregunta elegida. No se pueden combinar cuestiones de las dos preguntas.

5A.
El 1-butanol (butan-1-ol) es un compuesto orgánico que puede usarse como disolvente, aditivo alimentario e intermediario en síntesis química debido a su reactividad.
Escriba la reacción y nombre los productos obtenidos al someter al 1-butanol (butan-1-ol) a un proceso de:

a. Combustión (Hasta 0,5 puntos)

b. Oxidación (Hasta 0,5 puntos)

c. Deshidratación (Hasta 0,5 puntos)

d. Reacción con ácido metanoico (Hasta 0,5 puntos)

5B.
Conteste a las siguientes cuestiones:

a. Para la fórmula $C_5H_{10}O$, formule y nombre dos posibles isómeros:
i. de posición, ii. de función, iii. de cadena. (Hasta 1,5 puntos)

b. Escriba la reacción de polimerización que da lugar al PVC (policloruro de vinilo), indicando el tipo de reacción que se ha producido. (Hasta 0,5 puntos)

1. Tabla periódica de los elementos

Grupos

Períodos	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1,01																	2 He 4,00
2	3 Li 6,94	4 Be 9,01											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
3	11 Na 22,99	12 Mg 24,31											13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,06	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
4	19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,63	33 As 74,92	34 Se 78,97	35 Br 79,90	36 Kr 83,80
5	37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,95	43 Tc [97]	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29
6	55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57 La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [222]
7	87 Fr [223]	88 Ra [226]	89 Ac [227]	104 Rf [267]	105 Db [270]	106 Sg [271]	107 Bh [270]	108 Hs [277]	109 Mt [276]	110 Ds [281]	111 Rg [282]	112 Cn [285]	113 Nh [285]	114 Fl [289]	115 Mc [289]	116 Lv [293]	117 Ts [294]	118 Og [294]

57 La 138,91	58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 Pm [145]	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,05	71 Lu 174,97
89 Ac [227]	90 Th 232,04	91 Pa 231,04	92 U 238,03	93 Np [237]	94 Pu [244]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [258]	102 No [259]	103 Lr [262]

2. Constantes físico-químicas

Carga elemental (e) : $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C

Constante de Avogadro (N_A) : $6{,}022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}

Unidad de masa atómica (u) : $1{,}661 \cdot 10^{-27}$ kg

Constante de Faraday (F) : 96490 C mol^{-1}

Constante molar de los gases (R) : 8,314 J mol^{-1} K^{-1} = 0,082 atm dm^3 mol^{-1} K^{-1}

3. Algunas equivalencias

1 atm = 760 mmHg = $1{,}013 \cdot 10^5$ Pa

1 cal = 4,184 J

1 eV = $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ J