

CONTENIDOS MÍNIMOS Y ESTÁNDARES EVALUABLES: QUÍMICA 2º BACHILLERATO**Unidades 1 y 2. Estructura atómica de la materia y sistema periódico.****Contenidos**

1. Cuantización de la energía.
 - 1.1 Espectros atómicos.
2. El modelo de Bohr.
 - 2.1 Números cuánticos.
3. Mecánica cuántica ondulatoria.
 - 3.1 Hipótesis de De Broglie.
 - 2.2 Principio de incertidumbre de Heisenberg.
4. Orbitales atómicos.
 - 4.1 Números cuánticos y orbitales.
5. Configuraciones electrónicas.
 - 5.1 Principios de Pauli y de Hund.
 - 5.2 Estructuras electrónicas de los átomos.
6. El sistema periódico y su evolución.
7. El sistema periódico actual.
 - 7.1 Estructuras electrónicas y sistema periódico.
8. Variación de las propiedades de los elementos.
 - 8.1 Radio atómico
 - 8.2 Radio iónico
 - 8.3 Energía de ionización
 - 8.4 Electronegatividad y carácter metálico
 - 8.5 Número de oxidación

Estándares de aprendizaje evaluables.

1. Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolos con los distintos hechos experimentales que llevan asociados.
2. Explica el significado de la cuantización de la energía en relación con la estructura electrónica de los átomos.
3. Diferencia el significado de los números cuánticos según Böhr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.
4. Justifica el comportamiento ondulatorio de los electrones mediante las longitudes de onda asociadas a su movimiento.
5. Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.
6. Reconoce si una serie de valores de números cuánticos es correcta o no.
7. Relaciona los números cuánticos con las características físicas de los orbitales (forma, tamaño, orientación y energía), indicando en qué se parecen y se diferencian dos orbitales dados.

8. Relaciona una serie de números cuánticos con el nombre del orbital.
9. Determina la configuración electrónica de un átomo, conocida su posición en la Tabla Periódica y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador, utilizando los principios de exclusión de Pauli y de máxima multiplicidad de Hund.
10. Reconoce si una estructura electrónica es correcta o no.
11. Utiliza la tabla periódica como tabla de datos en Química.
12. Relaciona la estructura electrónica con la colocación en la tabla periódica.
13. Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la Tabla Periódica.
14. Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes.
15. Compara tamaños de átomos e iones isoelectrónicos.
16. Utiliza las energías de ionización sucesivas para determinar el número de electrones que un átomo tiene en su capa de valencia.
17. Dada la electronegatividad de un elemento, deduce su carácter metálico, su carácter redox y el tipo de iones que tiende a formar.

Unidad 3. Enlace químico.

Contenidos

1. ¿Por qué se unen los átomos?.
 - 1.1 La regla del octeto.
 - 1.2 Tipos de estructuras.
 - 1.3 Tipos y teorías de enlace.
2. Enlace iónico.
 - 2.1 Energía de red.
3. Enlace metálico.
4. Enlace covalente.
 - 4.1 Teoría electrónica de Lewis.
 - 4.2 Modelo geométrico RPECV.
5. Teoría de enlace de valencia.
6. Hibridación de orbitales.
 - 6.1 Estudio de moléculas.
 - 6.2 Otras estructuras carbonadas.
7. Polaridad de los enlaces y de las moléculas.
8. Fuerzas intermoleculares.
 - 8.1 Puentes de hidrógeno.
9. Propiedades de las sustancias.
 - 9.1 Sustancias iónicas.
 - 9.2 Sustancias metálicas.
 - 9.3 Sustancias covalentes.
 - 9.4 Sustancias moleculares.
 - 9.5 Las propiedades del agua.

10. Los nuevos materiales y sus aplicaciones

10.1 La teoría de la reactividad

Estándares de aprendizaje evaluables.

18. Clasifica y diferencia los tipos de sustancia y los tipos de enlace químico.
19. Explica la formación de un compuesto iónico, su fórmula y su significado.
20. Justifica la estabilidad de las moléculas o cristales formados empleando la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces.
21. Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos.
22. Compara la fortaleza del enlace en distintos compuestos iónicos aplicando la fórmula_de Born-Landé para considerar los factores de los que depende la energía reticular.
23. Escribe estructuras electrónicas de Lewis de moléculas.
24. Deduce la geometría de moléculas sencillas utilizando el modelo de repulsión de electrones de la capa de valencia (RPECV).
25. Explica cómo se unen los átomos según el modelo de enlace de valencia.
26. Explica moléculas (enlaces y geometría) utilizando el modelo de enlace de valencia con orbitales atómicos puros o híbridos, detallando enlaces s y p (H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , HCl , H_2O , $BeCl_2$, NH_3 , BH_3 , B_2H_4 , CH_4 , C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 y benceno).
27. Da sentido a los parámetros de enlace (energía, distancia y ángulo de enlace) en sustancias con enlace covalente utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.
28. Compara la energía de los enlaces entre átomos de carbono en las moléculas explicadas.
29. Diferencia enlace polar y molécula polar.
30. Deduce si una molécula es polar en función de la polaridad de sus enlaces y de su geometría y al revés (casos particulares de CO_2 , NH_3 y H_2O).
31. Relaciona los diferentes tipos de átomos unidos, tipos de sustancia formada, partículas de la sustancia, diferencia de electronegatividad y tipo de enlace.
32. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.
33. Identifica los tipos de fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia (dispersivas, dipolares, puentes de hidrógeno).
34. Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares, justificando el comportamiento fisicoquímico de las sustancias moleculares.
35. Justifica la capacidad disolvente del agua, representando el diagrama de partículas de una disolución acuosa.
36. Relaciona propiedades de las sustancias (punto de fusión y ebullición, estado físico a temperatura ambiente, aspecto en estado sólido, dureza, conducción de corriente eléctrica y solubilidad) con el tipo de sustancia, de enlace, de átomos unidos, etc.
37. Ordena las propiedades de varias sustancias según sea el tipo de sustancia, comparando las propiedades que determinan la interacción entre partículas (energía de red, fuerzas intermoleculares, etc.).

38. Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante los modelos estudiados, aplicándolos también a sustancias semiconductoras y superconductoras, explicando algunas de sus aplicaciones y analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.

Unidad 4. Termoquímica.

Contenidos

1. Energía química.
 - 1.1 Sistemas termodinámicos.
 - 1.2 La energía interna.
 - 1.3 Primer principio de la Termodinámica.
 - 1.4 Trabajo de expansión y entalpía.
 - 1.5 Ecuaciones termoquímicas y diagramas entálpicos.
2. Cálculo de entalpías de reacción.
 - 2.1 Aplicando la ley de Hess.
 - 2.2 Entalpía estándar de formación.
 - 2.3 A partir de las entalpías de formación.
 - 2.4 Utilizando las entalpías de enlace.
3. Aplicaciones energéticas de las reacciones químicas.
4. Espontaneidad de las reacciones.
5. La entropía.
 - 5.1 Segundo y tercer principio de la Termodinámica.
6. La energía de Gibbs.
 - 6.1 Criterio de espontaneidad.
 - 6.2 Influencia de la temperatura.
 - 6.3 Estudio de procesos.
7. Aplicaciones de la espontaneidad de las reacciones.

Estándares de aprendizaje evaluables.

39. Relaciona la variación de la energía interna en un proceso termodinámico con el calor absorbido o desprendido y el trabajo realizado en el proceso.
40. Reconoce procesos exo y endotérmicos por la variación de temperatura producida cuando se realizan, comparando las variaciones de energía química y térmica producidas en una reacción.
41. Justifica por qué son diferentes los calores intercambiados a presión y a volumen constante en algunos procesos.
42. Expresa las reacciones mediante ecuaciones termoquímicas dibujando e interpretando los diagramas entálpicos asociados.
43. Calcula la variación de entalpía de una reacción aplicando la ley de Hess, conociendo las entalpías de formación o las energías de enlace asociadas a una transformación química dada e interpreta su signo.
44. Predice la variación de entropía en una reacción química dependiendo del estado físico y de la cantidad de sustancia que interviene.

45. Identifica la energía de Gibbs como la magnitud que informa sobre la espontaneidad de una reacción química.
46. Justifica la espontaneidad de una reacción química en función de los factores entálpicos, entrópicos y de la temperatura.
47. Calcula la variación de entalpía libre en un proceso conociendo o determinando previamente las variaciones de entalpía y entropía.
48. Aplica el criterio de espontaneidad para saber si un proceso es espontáneo o no.
49. Justifica la espontaneidad de la disolución de sólidos iónicos y de la disociación de moléculas.
50. Relaciona espontaneidad con el grado de reacción (extensión en que se produce una reacción).
51. Justifica la existencia de procesos con ΔG muy negativa pero que no se observan experimentalmente, mediante la existencia de barreras de energía (factor cinético y reservas de combustibles).
52. A partir de distintas fuentes de información, analiza las consecuencias del uso de combustibles fósiles, relacionando las emisiones de CO₂, con su efecto en la calidad de vida, el efecto invernadero, el calentamiento global, la reducción de los recursos naturales, y otros y propone actitudes sostenibles para minorar estos efectos.

Unidad 5. Cinética química.

Contenidos

1. 1.La velocidad de las reacciones.
 - 1.1 Determinación de las ecuaciones de velocidad.
 - 1.2 Variación de la concentración.
2. Modelos teóricos.
 - 2.1 El estado de transición.
3. Factores de los que depende la velocidad de reacción.
 - 3.1 Influencia de la temperatura.
4. Catalizadores
 - 4.1 Tipos de catálisis.
5. Aplicaciones

Estándares de aprendizaje evaluables.

53. Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.
54. Describe el mecanismo de una reacción, relacionándolo con su orden de reacción y molecularidad.
55. Describe los factores que afectan a la velocidad de los procesos, tanto experimentalmente como desde el punto de vista de la teoría de los choques y del estado de transición.
56. Explica el funcionamiento de los catalizadores relacionándolo con procesos industriales y la catálisis enzimática, analizando su repercusión en el medio ambiente y en la salud.
57. Interpreta diagramas energéticos con barreras de energía.
58. Interpreta el efecto catalítico del MnO₂ en la descomposición del H₂O₂ y del Pt en la hidrogenación del etileno.

Unidad 6. Equilibrio químico.

Contenidos

1. Equilibrios físicos y químicos.
 - 1.1 Explicación cinética del estado de equilibrio.
2. La constante de equilibrio.
 - 2.1 Ley de acción de masas.
 - 2.2 Constante de equilibrio y grado de reacción.
3. La composición en el equilibrio.
4. Cociente de reacción y estado de equilibrio.
5. Alterando el estado de equilibrio.
 - 5.1 Cambios en las cantidades de sustancia.
 - 5.2 Cambios de temperatura.
 - 5.3 Cambios de presión por variación de volumen.
 - 5.4 El principio de Le Chatelier.
6. Termodinámica del equilibrio.
7. La constante en los equilibrios heterogéneos.
8. Solubilidad de compuestos iónicos poco solubles.
 - 8.1 La constante de solubilidad.
 - 8.2 Termodinámica de los equilibrios de solubilidad.
9. Reacciones de precipitación.
10. Desplazamiento de los equilibrios de solubilidad: efecto de ión común y redisolución de precipitados.
11. Aplicación de las leyes de equilibrio al estudio de algunos equilibrios de interés industrial y medioambiental. La síntesis del amoniaco.

Estándares de aprendizaje evaluables.

59. Caracteriza el estado de equilibrio químico y su carácter dinámico.
60. Halla el valor de las constantes de equilibrio, K_c y K_p , para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración a una temperatura dada.
61. Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas.
62. Relaciona cualitativamente los valores de ΔG° , K , α y las concentraciones de reactivos y productos en un sistema que evoluciona hasta alcanzar el estado de equilibrio.
63. Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio K_c y K_p .
64. Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.
65. Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico.
66. Aplica el principio de Le Chatelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, la presión, el volumen en el que se encuentra o bien la

concentración de las sustancias participantes, analizando los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en la optimización de la obtención de sustancias de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.

67. Deduce a partir de datos experimentales el carácter térmico del equilibrio entre N_2O_4 y NO_2 .
68. Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos sólido-líquido.
69. Dada su constante de solubilidad, calcula la solubilidad de un compuesto iónico poco soluble (mol/L, g/L, etc) y al revés.
70. Calcula solubilidades con presencia de iones comunes.
71. Determina si se forma precipitado o no al mezclar disoluciones de dos iones que forman un compuesto poco soluble.
72. Explica cualitativamente hechos experimentales: modificación de solubilidades de compuestos por efecto de ión común, variación de solubilidad de hidróxidos y sales que se hidrolizan en función del pH, redisolución de precipitados por efecto salino o por formación de complejos y enmascaramiento de iones.

Unidad 7. Reacciones de transferencia de protones.

Contenidos

1. Modelos de ácidos y bases.
 - 1.1 Teoría de Arrhenius.
 - 1.2 Teoría de Brönsted-Lowry.
2. Equilibrios de disociación de ácidos y bases.
 - 2.1 Ácidos y bases fuertes y débiles.
 - 2.2 Constantes y grado de disociación.
3. Equilibrio iónico del agua.
4. Concepto, escala y medida del pH.
5. Indicadores.
 - 5.1 Medida del pH.
6. El pH de disoluciones de ácidos y bases.
 - 6.1 Determinación del pH de ácidos y bases fuertes.
 - 6.2 Determinación del pH de ácidos y bases débiles.
7. El pH de disoluciones de sales.
 - 7.1 Equilibrios de hidrólisis.
 - 7.2 Determinación del pH de sales.
8. Disoluciones reguladoras del pH.
 - 8.1 El pH de las disoluciones reguladoras.
9. El pH de las mezclas.
10. Volumetrías ácido-base.
 - 10.1 La neutralización.
 - 10.2 Valoración e indicadores.
 - 10.3 Determinación de concentraciones y purezas.
11. Aspectos prácticos.
 - 11.1 La lluvia ácida

Estándares de aprendizaje evaluables.

73. Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brönsted-Lowry de los pares ácido-base conjugados.
74. Reconoce ácidos y bases fuertes y débiles a partir de sus constantes de disociación.
75. Identifica ácidos y bases en disolución utilizando indicadores y medidores de pH, clasificándolos en fuertes y débiles.
76. Caracteriza la acidez o basicidad de una disolución según sea la $[H_3O^+]$, el pH, el color de un indicador dado o el color del papel pH.
77. Explica el mecanismo de cambio de color de los indicadores de pH.
78. Compara la fuerza de los ácidos y bases conjugados con la de las sustancias que las originan.
79. Resuelve equilibrios químicos de disociación de ácidos o bases débiles (grado de disociación, concentraciones iniciales y en el equilibrio, pH).
80. Compara cualitativamente el pH de disoluciones de ácidos o bases fuertes y débiles de la misma concentración.
81. Describe el procedimiento y realiza una volumetría ácido-base para calcular la concentración de una disolución de concentración desconocida, estableciendo el punto de neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base.
82. Justifica cualitativamente y calcula el pH de disoluciones de sales que se hidrolizan.
83. Reconoce la formación y explica la capacidad de regulación del pH de las disoluciones amortiguadoras, calculando su pH.
84. Calcula el pH de una mezcla de dos sustancias (ácidos, bases y/o sales), considerando la posibilidad de neutralizaciones y exceso de reactivos.
85. Selecciona el indicador adecuado para una reacción de valoración concreta.
86. Determina la pureza de una muestra o la concentración de una disolución mediante una valoración ácido base.
87. Explica hechos experimentales en los que intervienen procesos ácido-base (efecto antiácido del bicarbonato, disolución del carbonato por acción del ácido clorhídrico, variación de la intensidad del olor de una disolución de ácido sulfhídrico, etc).
88. Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.

Unidad 8. Reacciones de transferencia de electrones.**Contenidos**

1. Reacciones de transferencia de electrones.
2. Número de oxidación.
3. Oxidantes y reductores. Pares redox.
 - 3.1 Fuerza oxidante y reductora.
4. Ajuste de reacciones redox.
5. Volumetrías redox.
 - 5.1 Cálculos en las reacciones redox.
6. Pilas electroquímicas.

7. Potenciales de electrodo.
 - 7.1 El electrodo estándar de hidrógeno.
8. Escala de potenciales estándar de reducción.
 - 8.1 Potencial de una pila.
 - 8.2 Predicción de reacciones redox.
9. Procesos electrolíticos.
 - 9.1 Ley de Faraday.
10. Aplicaciones de las reacciones redox.

Estándares de aprendizaje evaluables.

89. Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.
90. Identifica reacciones de oxidación-reducción para ajustarlas empleando el método del ion-electrón indicando la especie que se oxida, la que se reduce, la oxidante y la reductora.
91. Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.
92. Diseña y representa una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes (en particular, la pila Daniell).
93. Predice si una reacción redox se producirá o no, analizando los potenciales normales de los semisistemas que intervienen en el proceso.
94. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes (pureza de muestras, concentración de disoluciones o volumen de gas desprendido).
95. Diferencia pila galvánica de cuba electrolítica.
96. Aplica las leyes de Faraday a un proceso electrolítico determinando la cantidad de materia depositada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.
97. Representa los procesos que tienen lugar en una pila de combustible, escribiendo las semirreacciones redox, e indicando las ventajas e inconvenientes del uso de estas pilas frente a las convencionales.