



UNED asiss



UNED



asiss



University Application Service for



International Students in
Spain



UNED

GUÍA DE ESTUDIO DE LA ASIGNATURA
QUÍMICA

PRUEBA DE COMPETENCIAS ESPECÍFICAS

CURSO 2017-18

Coordinador

Antonio J. López Peinado

PRUEBAS DE EVALUACIÓN PARA EL ACCESO A
LA UNIVERSIDAD

1. INTRODUCCIÓN

El presente documento describe el contenido, características y diseño de la prueba de competencia específica de la asignatura Química, que forma parte del conjunto de las Pruebas de Competencias Específicas (PCE) diseñadas por la Universidad Nacional de Educación a Distancia (UNED).

Para su elaboración se ha tenido en cuenta la siguiente normativa:

- Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato (BOE Núm. 3, 3 de enero de 2015).
- Orden ECD/1361/2015, de 3 de julio, por la que se establece el currículo de Educación Secundaria Obligatoria y Bachillerato para el ámbito de gestión del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte, y se regula su implantación, así como la evaluación continua y determinados aspectos organizativos de las etapas (Núm. 163, 9 de julio de 2015).
- Corrección de errores de la Orden ECD/1361/2015, de 3 de julio, por la que se establece el currículo de Educación Secundaria Obligatoria y Bachillerato para el ámbito de gestión del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte, y se regula su implantación, así como la evaluación continua y determinados aspectos organizativos de las etapas (BOE Núm. 173, 21 de julio de 2015).
- Real Decreto 310/2016, de 29 de julio, por el que se regulan las evaluaciones finales de Educación Secundaria Obligatoria y de Bachillerato (BOE Núm. 183, 30/07/2016).
- Orden ECD/42/2018, de 25 de enero, por la que se determinan las características, el diseño y el contenido de la evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad, las fechas máximas de realización y de resolución de los procedimientos de revisión de las calificaciones obtenidas, para el curso 2017/2018. (BOE Núm. 23, de 26 de enero de 2018).
- Resolución de 28 de febrero de 2018, de la Secretaría de Estado de Educación, Formación Profesional y Universidades, por la que se establecen las adaptaciones de la evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad a las necesidades y situación de los centros españoles situados en el exterior del territorio nacional, los programas educativos en el exterior, los programas internacionales, los alumnos procedentes de sistemas educativos extranjeros y las enseñanzas a distancia, para el curso 2017-2018 (BOE 13 de marzo de 2018).

Los contenidos, características y diseño de esta prueba se ajustan a los artículos 4 al 8 de la Orden EDU/42/2018, de 25 de enero.

2. CONTENIDOS

BLOQUE I

La actividad científica

- Utilización de estrategias básicas de la actividad científica.
- Investigación científica: documentación, elaboración de informes, comunicación y difusión de resultados.
- Importancia de la investigación científica en la industria y en la empresa.

BLOQUE II

Origen y evolución de los componentes del Universo

- Estructura de la materia. Hipótesis de Planck. Modelo atómico de Bohr.
- Mecánica cuántica: Hipótesis de De Broglie, Principio de incertidumbre de Heisenberg.
- Orbitales atómicos. Números cuánticos y su interpretación.
- Partículas subatómicas: origen del Universo.
- Clasificación de los elementos según su estructura electrónica: Sistema Periódico.
- Propiedades de los elementos según su posición en el Sistema Periódico: energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, radio atómico.
- Enlace químico.
- Enlace iónico.
- Energía reticular. Ciclo de Born-Haber.
- Propiedades de las sustancias con enlace iónico.
- Enlace covalente. Geometría y polaridad de las moléculas.
- Teoría del enlace de valencia (TEV) e hibridación.
- Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV).
- Propiedades de las sustancias con enlace covalente.
- Enlace metálico.

- Modelo del gas electrónico y teoría de bandas.
- Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores.
- Enlaces presentes en sustancias de interés biológico.
- Naturaleza de las fuerzas intermoleculares.

BLOQUE III

Reacciones químicas

- Concepto de velocidad de reacción.
- Teoría de colisiones.
- Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas.
- Utilización de catalizadores en procesos industriales.
- Equilibrio químico. Ley de acción de masas. La constante de equilibrio: formas de expresarla.
- Factores que afectan al estado de equilibrio: Principio de Le Chatelier.
- Equilibrios con gases.
- Equilibrios heterogéneos: reacciones de precipitación.
- Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en situaciones de la vida cotidiana.
- Equilibrio ácido-base.
- Concepto de ácido-base.
- Teoría de Brönsted-Lowry.
- Fuerza relativa de los ácidos y bases, grado de ionización.
- Equilibrio iónico del agua.
- Concepto de pH. Importancia del pH a nivel biológico.
- Volumetrías de neutralización ácido-base.
- Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales.
- Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH.
- Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo. Problemas

medioambientales.

- Equilibrio redox.
- Concepto de oxidación-reducción. Oxidantes y reductores. Número de oxidación.
- Ajuste redox por el método del ion-electrón. Estequiometría de las reacciones redox.
- Potencial de reducción estándar.
- Volumetrías redox.
- Leyes de Faraday de la electrolisis.
- Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: baterías eléctricas, pilas de combustible, prevención de la corrosión de metales.

BLOQUE IV

Síntesis orgánica y nuevos materiales

- Estudio de funciones orgánicas.
- Nomenclatura y formulación orgánica según las normas de la IUPAC.
- Funciones orgánicas de interés: oxigenadas y nitrogenadas, derivados halogenados tioles perácidos. Compuestos orgánicos polifuncionales.
- Tipos de isomería.
- Tipos de reacciones orgánicas.
- Principales compuestos orgánicos de interés biológico e industrial: materiales polímeros y medicamentos.
- Macromoléculas y materiales polímeros.
- Polímeros de origen natural y sintético: propiedades.
- Reacciones de polimerización.
- Fabricación de materiales plásticos y sus transformados: impacto medioambiental.
- Importancia de la Química del Carbono en el desarrollo de la sociedad del bienestar.

3. ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES

Esta información ha sido extraída de la Orden Ministerial ECD/1941/2016, de 22 de diciembre, por la que se determinan las características, el diseño y el contenido de la evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad, las fechas máximas de realización y de resolución de los procedimientos de revisión de las calificaciones obtenidas, para el curso 2016/2017, y publicada el 23 de diciembre de 2016.

BLOQUE I y III

Bloque 1. La actividad científica. Bloque 3. Reacciones químicas

- Utiliza el material e instrumentos de laboratorio empleando las normas de seguridad adecuadas para la realización de diversas experiencias químicas.
- Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.
- Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción.
- Explica el funcionamiento de los catalizadores.
- Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.
- Halla el valor de las constantes de equilibrio, K_c y K_p , para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración.
- Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas y cómo evoluciona al variar la cantidad de producto o reactivo.
- Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio K_c y K_p .
- Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad aplicando la ley de Guldberg y Waage en equilibrios heterogéneos sólido-líquido.
- Aplica el principio de Le Chatelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, presión, volumen o concentración que lo definen, utilizando como ejemplo la obtención industrial del amoníaco.
- Analiza los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en las velocidades de reacción y en la evolución de los equilibrios para optimizar la obtención de compuestos de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.
- Calcula la solubilidad de una sal interpretando cómo se modifica al añadir un ion común.
- Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de

Brönsted-Lowry de los pares de ácido-base conjugados.

- Identifica el carácter ácido, básico o neutro y la fortaleza ácido-base de distintas disoluciones según el tipo de compuesto disuelto en ellas determinando el valor de pH de las mismas.
- Describe el procedimiento para realizar una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida, realizando los cálculos necesarios.
- Predice el comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis, escribiendo los procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar.
- Determina la concentración de un ácido o base valorándola con otra de concentración conocida estableciendo el punto de equivalencia de la neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base.
- Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.
- Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.
- Identifica reacciones de oxidación-reducción empleando el método del ion-electrón para ajustarlas.
- Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.
- Diseña una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.
- Analiza un proceso de oxidación-reducción con la generación de corriente eléctrica representando una célula galvánica.
- Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.

BLOQUE II

Origen y evolución de los componentes del Universo

- Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolo con los distintos hechos experimentales que llevan asociados.
- Diferencia el significado de los números cuánticos según Bohr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.
- Conoce las partículas subatómicas, explicando las características y clasificación de las mismas.
- Determina la configuración electrónica de un átomo, conocida su posición en la Tabla Periódica y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador.

- Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la Tabla Periódica.
- Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes.
- 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.
- Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos.
- Determina la polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría.
- Representa la geometría molecular de distintas sustancias covalentes aplicando la TEV y la TRPECV.
- Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante el modelo del gas electrónico.
- Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.
- Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares justificando el comportamiento fisicoquímico de las moléculas.

• BLOQUE I y IV

Bloque 1. La actividad científica. Bloque 4. Síntesis orgánica y nuevos materiales.

- Selecciona, comprende e interpreta información relevante en una fuente información de divulgación científica y transmite las conclusiones obtenidas utilizando el lenguaje oral y escrito con propiedad.
- Diferencia distintos hidrocarburos y compuestos orgánicos que poseen varios grupos funcionales, nombrándolos y formulándolos.
- Distingue los diferentes tipos de isomería representando, formulando y nombrando los posibles isómeros, dada una fórmula molecular.
- Identifica y explica los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox, prediciendo los productos, si es necesario.
- A partir de un monómero diseña el polímero correspondiente explicando el proceso que ha tenido lugar.

4. CARACTERÍSTICAS Y DISEÑO DE LA PRUEBA

CARACTERÍSTICAS DE LA PRUEBA

La prueba de Química consistirá en la resolución de diferentes preguntas que pueden ser de carácter teórico o problemas.

Cada estudiante dispondrá del enunciado del examen en español y en inglés, para facilitarle la comprensión de las preguntas o cuestiones.

Las respuestas de la prueba se realizarán exclusivamente en español.

ESTRUCTURA DE LA PRUEBA

Cada modelo de examen estará compuesto por dos bloques de preguntas:

Bloque 1: dos preguntas abiertas o de desarrollo, y

Bloque 2: diez preguntas de respuesta cerrada, tipo test.

Las preguntas del bloque desarrollo serán de tipo **problemas** y/o **cuestiones** relacionadas con aspectos fundamentales del programa, y que podrán, a su vez, contener varios apartados.

Por otro lado, las preguntas del bloque tipo respuesta cerrada, tendrán 3 posibles respuestas con una única solución, estas preguntas estarán relacionadas con problemas o cuestiones del programa.

El enunciado de las preguntas, incluirá todos los datos que sean necesarios para su correcta resolución.

CRITERIOS GENERALES DE CORRECCIÓN Y CALIFICACIÓN

De acuerdo a unos **criterios generales de corrección**, aplicables a los exámenes de todas las materias, se tendrán en cuenta específicamente:

- La corrección sintáctica
- La corrección ortográfica
- La propiedad léxica
- La adecuada presentación

desarrolladas por los estudiantes en todos los ejercicios.

En el caso de que no se cumplan estos criterios generales de corrección la puntuación se podrá reducir en un 10% del máximo de la pregunta.

Bloque 1: preguntas de desarrollo:

Constará de dos, 2, preguntas que puntuaran por igual, no siendo obligatorio contestar a todas las cuestiones. La calificación máxima de este bloque es de cinco, 5, puntos.

En el caso concreto de la materia de **Química**, se tendrán en cuenta, además, los siguientes aspectos:

- El uso adecuado del lenguaje químico en lo referente a nomenclatura y formulación, tanto inorgánica como orgánica.
- El planteamiento y ajuste correcto, en caso necesario, de las ecuaciones que representan las reacciones químicas.
- El correcto planteamiento y desarrollo seguidos en la resolución de los problemas, así como la correcta interpretación y expresión de los resultados numéricos en las unidades apropiadas.
- El rigor y la claridad utilizados en la definición de conceptos.
- La presentación clara, legible y ordenada del examen

Bloque 2: preguntas objetivas (tipo test):

Constará de diez, 10, preguntas, no siendo obligatorio contestar a todas las cuestiones. La calificación máxima de este bloque es de cinco, 5, puntos

- Cada pregunta correcta **sumará** 0,5 puntos.
- Cada pregunta incorrecta **restará** 0,25 puntos.
- Las preguntas en blanco no puntúan y no se considerarán para el cálculo final.

La **calificación final de la prueba** será la suma de las puntuaciones obtenidas en los dos bloques, el bloque de desarrollo y el de preguntas objetivas (test) y, sin necesidad de notas mínimas en ninguna de las dos partes.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRUEBA

- La duración total de la prueba será de 90 minutos.
- Se permitirá el uso de calculadora científica no programable
- No se permitirá el uso del programa de la asignatura, tabla periódica ni de ningún otro tipo de material.

INFORMACIÓN ADICIONAL

A continuación, se incluyen una serie de pautas de interés para el estudiante en el momento de realizar esta prueba:

- En primer lugar, es importante leer, **las instrucciones generales** que figuran en la cabecera.
- A continuación, leer detenidamente el contenido.
- Reflexionar antes de responder para estar seguro de haber comprendido lo que se pide en ellas.
- Tener en cuenta el tiempo total del que dispone y distribuirlo a su conveniencia. Es importante tener presente, a la hora de controlar el tiempo, que **no está permitido el uso de teléfonos móviles o dispositivos electrónicos, incluidos los smartwatches**.
- Responder a las cuestiones, ciñéndose a lo que se le pregunta.

- Finalmente, y si le queda tiempo, hacer una lectura final antes de entregar el examen.

5. INFORMACIÓN BIBLIOGRÁFICA

- ✓ BARRIO, J., ANDRÉS, D., M^a y ANTÓN, J.L.: *Química 2º Bachillerato*. Ed. Editex, Madrid.
- ✓ CIFUENTES, M.A., PASTOR, E., DE PRADA, F., GUARDIA, C. y MENÉNDEZ, A.I.: *Química 2º Bachillerato*, Ed. Santillana, Madrid.
- ✓ DEL BARRIO, J.I. y MONTIJO, C.: *Química 2º Bachillerato*. Ed. S.M., Madrid.
- ✓ GARCÍA POZO, T. y GARCÍA SERNA, J.R.: *Química 2º Bachillerato*. Ed. Edebé, Madrid.
- ✓ MARTINEZ MARQUEZ, E.J.: *Química 2º*. Ed. Thomson Internacional, Madrid.
- ✓ PEÑA TRESANCOS, J. y VIDAL FERNÁNDEZ, M.C. *Química 2.º Bachillerato Tesela (Blink eBook)*, Ed. Oxford Educación.
- ✓ RODRÍGUEZ CARDONA, A., POZAS, A., MARTÍN, R., RUIZ, A. y VASCO, A.J.: *Química 2º Bachillerato*. Ed. Mcgraw-Hill, Madrid.
- ✓ SAURET HERNÁNDEZ, M.: *Química 2º Bachillerato*. Ed. Bruño, Madrid.
- ✓ ZUBIAURRE, S., ARSUAGA, J.M. y GARZÓN, B.: *Química 2º Bachillerato*, Ed. Anaya Educación, Madrid.

TEXTOS DE EJERCICIOS

- ✓ LÓPEZ CANCIO, J. A.: *Problemas de Química*. Ed. Prentice Hall, Madrid.
- ✓ NAVARRO GONZÁLEZ, F.: *Ejercicios de Química para bachillerato y acceso a la universidad*, Ed. Espasa-Calpe, Madrid.
- ✓ TEIJÓN, J. M., GARCÍA, J. A., OLMO, R. M. y GARCÍA, C.: *Química: Teoría y problemas*. Ed. Tébar Flores, Madrid.

TEXTOS UNIVERSITARIOS

- ✓ AMERICAN CHEMICAL SOCIETY: *Química. Un proyecto de la ACS*. Ed. Reverte, Barcelona.
- ✓ ATKINS, P. y JONES, L.: *Principios de Química. Los caminos del descubrimiento*. Ed. Panamericana, Madrid.
- ✓ CHANG, R.: *Química*. Ed. Mc Graw Hill, México, etc.
- ✓ MASTERTON, W. L. y HURLEY, C. N.: *Química. Principios y Reacciones*. 4ª Edición. Ed. Thomson-Paraninfo. Madrid.
- ✓ PETRUCCI, R. H. y HAEWOOD, W. S.: *Química General. Principios y aplicaciones modernas*, Ed. Prentice Hall, Madrid.

PÁGINAS WEB

- ✓ Tabla Periódica (<https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/> ; <http://www.ptable.com/> ; <http://www.chemicool.com/>)
- ✓ Proyecto Ulloa (<http://recursos.cnice.mec.es/quimica>)
- ✓ QuímicaWeb (<http://www.quimicaweb.net>)
- ✓ Instituto de Tecnologías Educativas (<http://www.isftic.mepsyd.es>)
- ✓ Educaplus.org (<http://www.educaplus.org>)
- ✓ Chemical Education Research Group (Animaciones de Química)
- ✓ (<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/simDownload/index4.html>)
- ✓ Virtual Chemistry Experiments (<http://www.chm.davidson.edu/vce/index.html>)

6. COORDINACIÓN DE LA ASIGNATURA

Nombre: ANTONIO J. LÓPEZ PEINADO

E-mail: alopez@ccia.uned.es

Teléfono: +34 913 987 346

7. MODELO DE EXÁMENES/PREGUNTAS

Bloque 1:

1. Uno de los métodos de obtención de hidrógeno en el laboratorio es por reacción entre el ácido sulfúrico y el zinc metálico.
 - a. Escriba y ajuste la reacción que tiene lugar.
 - b. Indique que tipo de reacción tiene lugar, indicando el papel del ácido sulfúrico y el zinc.
 - c. A la vista de la reacción, qué volumen de hidrógeno se obtendría en condiciones normales, si reaccionan completamente 6,54 g de zinc.
 - d. Qué cantidad de zinc necesitaríamos para obtener 2 litros de hidrógeno a una temperatura de 27°C y 2 atmósferas de presión.Datos: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; Masas atómica: $Zn=65,4$; $H=1$
2. Indique la concentración de las diferentes especies existentes en una disolución, en equilibrio, 0,5 mol/L de:
 - a. NH_4OH , $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$
 - b. HCl

Bloque 2:**Enunciado 1: preguntas 1 y 2**

Suponiendo comportamiento ideal del metano (CH_4) y en las siguientes condiciones: $T = 20\text{ }^\circ\text{C}$ y $P = 5\text{ atm}$.

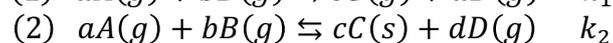
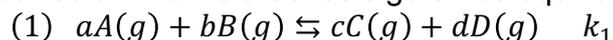
Datos: masas atómicas: $\text{C}=12$, $\text{H}=1$. $R=0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Véase el Enunciado 1. La densidad del metano, en esas condiciones, es:
 - 3,33 g/L
 - No depende de estas variables de presión y temperatura.
 - 0,33 g/L
- Véase el Enunciado 1. La densidad del metano:
 - No depende ni de la presión ni la temperatura
 - Depende de la presión y la temperatura
 - Los gases con comportamiento ideal tienen una densidad constante.
- Indique la respuesta correcta:
 - El enlace químico se define como el conjunto de fuerzas que mantienen unidos los átomos en una molécula o cristal.
 - El enlace químico solo se puede dar entre átomos diferentes.
 - Los átomos con electronegatividades parecidas se repelen y difícilmente forman enlaces.
- El modelo atómico de Bohr:
 - Supone que el espectro del átomo de hidrógeno es continuo.
 - Considera que las orbitas están cuantizadas y que el electrón al girar emite energía electromagnética.
 - Se centra en dos aspectos muy importantes, justificar los espectros atómicos e introducir el concepto de cuantización.
- La energía de ionización:
 - Es una energía que se desprende al arrancar un electrón de un átomo.
 - Es la energía, positiva o negativa, que se pone en juego cuando se extrae un electrón de un átomo, en estado gaseoso y fundamental.
 - Es la mínima energía que hay que proporcionar a un átomo, en estado gaseoso y fundamental, para arrancar un electrón de su capa de valencia.
- Una molécula es polar:
 - Si todos los enlaces presentan polaridad y su suma vectorial es nula.
 - Si la suma vectorial de los momentos dipolares de todos los enlaces da un resultante distinto de cero.
 - La polaridad de las moléculas solo se presenta si el enlace es iónico.

7. Indique la respuesta falsa:

- Para que se produzca una reacción, es necesario que colisionen las especies que reaccionan y que lo hagan con la orientación adecuada y la energía suficiente.
- En la colisión entre dos moléculas, la energía de activación es la energía mínima de colisión, para que ésta se eficaz y se produzca la reacción.
- En la colisión entre dos moléculas, la energía de activación es la energía máxima de colisión, para que ésta se eficaz y se produzca la reacción.

8. Indique la respuesta correcta: A la vista de los siguientes equilibrios:



- a. Las constantes de los dos equilibrios se definen como:

$$k_1 = k_2 = \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d}$$

- La reacción (1) se trata de un equilibrio homogéneo y la reacción (2) es un equilibrio heterogéneo.
- Las constantes de reacción en los equilibrios homogéneos son siempre mayores que en los equilibrios heterogéneos.

9. Indique la respuesta correcta:

- Un ácido fuerte se caracteriza por tener una constante ácida muy pequeña.
- Una base fuerte se caracteriza porque su ácido conjugado es muy débil.
- Una base débil tiene una constante básica elevada.

10. Indique la respuesta falsa:

- La isomería de cadena, en compuestos orgánicos: los compuestos tienen distinto esqueleto carbonado, pero el número de átomos de cada tipo es el mismo.
- Los compuestos orgánicos se caracterizan por presentar una estructura carbonada más o menos larga, en la que los enlaces C-C pueden ser sencillos, dobles y/o triples.
- Los hidrocarburos alifáticos o alcanos están formados por átomos de C, H y O.