

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

MAYORES DE VEINTICINCO AÑOS

ORIENTACIONES GENERALES

SEMINARIO
MATERIA: QUÍMICA

ESTRUCTURA DE LA PRUEBA DE QUÍMICA Y CRITERIOS DE CORRECCIÓN

→ Estructura de la prueba:

La prueba constará de dos problemas y cuatro cuestiones. Se deberá responder únicamente a uno de los problemas y a dos de las cuestiones.

→ Criterios de corrección.

La valoración máxima será de cuatro puntos para el problema y tres puntos para cada cuestión, valorándose los siguientes aspectos:

- Conocimiento de los principios básicos y modelos teóricos de la Química, así como la formulación y nomenclatura.
 - Claridad de expresión y capacidad de síntesis en el desarrollo de los temas (cuestiones).
- Aplicación de los modelos teóricos a la resolución de problemas numéricos y uso correcto de las unidades.

TEMARIO

Estas orientaciones generales están basadas en las orientaciones de la Ponencia de Química para el curso 2006-7

TEMA 1. INTRODUCCIÓN A LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA

- xi. Partículas fundamentales: protón, neutrón y electrón.*
- xii. Número atómico. Número másico. Isótopos.*
- xiii. Masa atómica y molecular. Concepto de mol. Número de Avogadro. Masa molar. Gases ideales: leyes y ecuación de estado. Volumen molar.*

➔ COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

En relación con estos contenidos, se deben conocer:

- ✓ Las características de las tres partículas fundamentales del átomo (protón, neutrón y electrón) y su distribución en el mismo.
- ✓ Los conceptos de número atómico y número másico y su empleo en la deducción del número de cada una de las partículas fundamentales que constituyen un átomo o ion.
- ✓ El concepto de gas ideal y la ecuación de estado de los gases ideales.

TEMA 2. PROPIEDADES ATÓMICAS

- xi. Estructura electrónica: principios de construcción, de exclusión de Pauli y de máxima multiplicidad de Hund.*
- xii. Clasificación periódica de los elementos.*
- xiii. Propiedades periódicas: Radio atómico y radio iónico, energía de ionización y afinidad electrónica. Electronegatividad.*
- xiv. Notación química: símbolos y fórmulas.*

➔ COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

En relación con estos contenidos, se debe conocer:

- ✓ El orden de llenado de los orbitales.
- ✓ Las configuraciones electrónicas de los elementos de los grupos principales de la Tabla Periódica: el bloque s (grupos 1 y 2) y bloque p (grupos del 13 al 18) –escribirlas-.
- ✓ El Sistema Periódico:
 - numerando los grupos del uno al dieciocho empleando la normativa IUPAC;
 - las características de la Tabla Periódica basándose en la configuración electrónica
 - y la justificación de la variación de las propiedades periódicas (radios atómicos e iónicos, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad) en la tabla periódica.
- ✓ Conocer los símbolos de los elementos químicos.
- ✓ Formular compuestos inorgánicos (hidruros, óxidos, haluros, hidrácidos, oxoácidos y oxosales) e hidrocarburos alifáticos.

TEMA 3. ENLACE QUÍMICO

- xi. Concepto de enlace químico*
- xii. Enlace iónico y enlace covalente: concepto y propiedades.*
- xiii. Fuerzas de interacción entre moléculas. Enlace de hidrógeno.*

➔ COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

En relación con estos contenidos, se debe conocer:

- ✓ La importancia de la configuración electrónica más externa de los átomos en la formación de los enlaces.
- ✓ Los fundamentos de la teoría de Lewis para que los átomos adquieran la configuración de gas noble por compartición de electrones (enlace covalente) o por cesión y captación de electrones con la consiguiente formación de iones y atracción electrostática entre ellos (enlace iónico).
- ✓ Los conceptos de enlace de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals y su repercusión en el punto de fusión y de ebullición de las sustancias con enlaces intermoleculares de este tipo (moléculas). Propiedades de los compuestos con enlace covalente entre los átomos (diamante).
- ✓ Las propiedades de los compuestos iónicos: solubilidad, punto de fusión y de ebullición, conductividad eléctrica y dureza.

TEMA 4. DISOLUCIONES

- xi. Componentes de las disoluciones.*
- xii. Concepto de solubilidad. Factores que afectan a la solubilidad.*
- xiii. Formas de expresar la concentración: Porcentaje en masa, g/L, fracción molar, molaridad y molalidad.*

→ COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

En relación con estos contenidos, se deben conocer:

- ✓ Los componentes de las disoluciones líquido-líquido y sólido-líquido.
- ✓ El concepto de solubilidad en términos de disolución saturada y el efecto de la temperatura sobre este parámetro.
- ✓ Formas de calcular y expresar la concentración: porcentaje en masa, g/L, fracción molar, molaridad y molalidad.

TEMA 5. ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

- xi. Reacciones homogéneas y heterogéneas.*
- xii. Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante.*
- xiii. Rendimiento de un proceso químico.*

→ COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

En relación con estos contenidos, se deben conocer:

- ✓ Los conceptos de reacción homogénea y heterogénea.
- ✓ Los cálculos estequiométricos sencillos a partir de ecuaciones químicas ajustadas.
- ✓ La identificación del reactivo limitante en una reacción química.
- ✓ El cálculo del rendimiento de procesos químicos.

TEMA 6. ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. EQUILIBRIO QUÍMICO

- xi. Cambios de energía en las reacciones químicas a presión constante. Entalpía.*
- xii. Entalpías de reacción y de formación. Ley de Hess.*
- xiii. Espontaneidad de las reacciones químicas.*
- xiv. Equilibrio químico. Constantes de equilibrio K_c y K_p . Grado de disociación. Factores que afectan al equilibrio.*

→ COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

En relación con estos contenidos, se debe conocer:

- ✓ Si una reacción química dada es exotérmica o endotérmica y los conceptos de energía interna y entalpía.
- ✓ El cálculo de la entalpía de reacción a partir de las entalpías de formación.
- ✓ La energía libre de Gibbs y su relación con la espontaneidad de un proceso determinado a partir de datos termodinámicos.
- ✓ El equilibrio químico como equilibrio dinámico.
- ✓ El cálculo de las constantes de equilibrio K_c y K_p , en equilibrios homogéneos.
- ✓ La resolución de ejercicios y problemas numéricos relacionados con la determinación de las cantidades de sustancias que intervienen en las reacciones y saber calcular el grado de disociación.
- ✓ El principio de Le Châtelier y su utilización para predecir cómo afectan a un sistema en equilibrio químico los cambios de presión, volumen, concentración y temperatura.

TEMA 7. REACCIONES EN MEDIO ACUOSO

- xi. Concepto de ácido y base según Bronsted-Lowry.*
- xii. El equilibrio de disociación del agua. Concepto de pH.*
- xiii. Fuerzas relativas de ácidos y bases en medio acuoso.*
- xiv. Valoraciones de ácido fuerte-base fuerte.*
- xv. Concepto electrónico de oxidación-reducción: oxidante y reductor.*
- xvi. Ajuste de reacciones redox por el método del ión-electrón.*

→ COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

En relación con estos contenidos, se debe conocer:

- ✓ La teoría de Brönsted-Lowry y ejemplos de ácidos y bases.
- ✓ El cálculo del pH y pOH de disoluciones de ácidos y bases fuertes.
- ✓ Los cálculos numéricos en valoraciones ácido-base fuertes.
- ✓ La identificación de una reacción de oxidación-reducción y establecer el concepto de número de oxidación.
- ✓ El ajuste de reacciones redox muy sencillas.

TEMA 8. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA DEL CARBONO

- xi. Química del carbono. Cadenas carbonadas. Enlaces simple, doble y triple.*
- xii. Concepto de grupo funcional y serie homóloga.*
- xiii. Isomería: concepto y clases.*

→ COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

En relación con estos contenidos, se debe conocer:

- ✓ Los diversos tipos de enlaces carbono-carbono (sencillos, dobles y triples).
- ✓ El concepto de grupo funcional y los tipos de grupos funcionales.
- ✓ El concepto de serie homóloga.
- ✓ La isomería de cadena y de posición.

EJEMPLOS DE EXÁMENES

EXAMEN TIPO 2017-18

	UNIVERSIDADES DE ANDALUCÍA	QUÍMICA
	PRUEBA DE ACCESO PARA MAYORES DE 25 AÑOS	CURSO 2017/2018

Instrucciones:

- Duración: El examen tendrá una duración de 1 hora y 30 minutos.
- Elija y desarrolle uno de los dos problemas propuestos. Indique **claramente** el problema elegido.
- El problema se calificará hasta un máximo de **4 puntos**. En cada apartado se indica la puntuación máxima que le corresponde.
- Elija y desarrolle dos de las cuatro cuestiones teóricas propuestas. Indique **claramente** las cuestiones elegidas.
- Cada una de las dos cuestiones elegidas se calificará hasta un máximo de **3 puntos**.
- Puede utilizar calculadora no programable.

PROBLEMAS (a elegir uno)

Problema 1

En un recipiente de 5 L se introducen un mol de dióxido de azufre (SO_2) y un mol de oxígeno (O_2) y se calienta a 1000 K, produciéndose trióxido de azufre (SO_3). Cuando se alcanza el equilibrio quedan 0,15 moles de SO_2 .

- Escriba la correspondiente ecuación química ajustada. **(hasta 1 punto)**
- Calcule los moles de O_2 presentes en el equilibrio. **(hasta 1 punto)**
- Calcule la presión parcial de SO_3 en el equilibrio. **(hasta 1 punto)**
- Calcule los valores de las constantes de equilibrio K_c y K_p . **(hasta 1 punto)**

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Problema 2

- Calcule la riqueza de una sosa cáustica comercial (expresada en % en masa de NaOH), sabiendo que si se disuelven 0,5 g de la misma en 50 mL de agua, la disolución resultante necesita 20 mL de una disolución de HCl de concentración 0,5 M para su completa neutralización. **(hasta 1 punto)**
- ¿Cuál sería el pH de la disolución de NaOH antes de la neutralización?. **(hasta 1 punto)**
- ¿Cómo prepararía 500 mL de una disolución 0,5 M de HCl si se dispone de una disolución 3 M de HCl?. **(hasta 1 punto)**
- ¿Cómo prepararía 1 L de la disolución 3 M de HCl a partir de HCl concentrado comercial que contiene un 37% en masa de HCl y posee una densidad de 1,19 g/mL?. **(hasta 1 punto)**

Masas atómicas: Na= 23; Cl = 35,5; H = 1; O = 16.

CUESTIONES TEÓRICAS (a elegir dos)

Tema 1: Número atómico. Número másico. Isótopos.

Tema 2: Propiedades periódicas: Radio atómico y radio iónico, energía de ionización y afinidad electrónica. Electronegatividad.

Tema 3: Isomería: concepto y clases.

Tema 4: Enlace iónico y enlace covalente: concepto y propiedades.

EXAMEN
TIPO
2016-17



UNIVERSIDADES DE ANDALUCÍA

PRUEBA DE ACCESO PARA MAYORES DE 25 AÑOS

QUÍMICA

CURSO 2016/2017

Instrucciones:

- Duración: El ejercicio tendrá una duración de 1 hora y 30 minutos.
- Elija y desarrolle uno de los dos problemas propuestos. Indique claramente el problema elegido.
- El problema se calificará hasta un máximo de 4 puntos. En cada apartado se indica la puntuación máxima que le corresponde.
- Elija y desarrolle dos de las cuatro cuestiones teóricas propuestas. Indique claramente las cuestiones elegidas.
- Cada una de las dos cuestiones elegidas se calificará hasta un máximo de 3 puntos.
- Puede utilizar calculadora no programable.

PROBLEMAS (a elegir uno)

Problema 1
Cuando se calienta clorato de potasio (KClO_3) se descompone en cloruro de potasio (KCl) y oxígeno molecular (O_2).

- Escribir la ecuación química ajustada. (hasta 1 punto)
- Calcular la cantidad, en gramos, de clorato de potasio del 80 % de riqueza que será necesario para producir 1 kg de cloruro de potasio. (hasta 1 punto)
- ¿Cuántos moles de oxígeno se producirán y qué volumen ocuparán en condiciones normales? (hasta 1 punto)
- Calcular el número de átomos de oxígeno que se producen en las mismas condiciones. (hasta 1 punto)

Datos: masas atómicas O = 16; K = 39; Cl = 35,5

Problema 2
A 360°C , en el interior de un matraz de dos litros de capacidad, se encuentra una mezcla gaseosa en equilibrio cuya composición es 0,1 moles de H_2 , 0,12 moles de I_2 y 0,08 moles de HI . Para la siguiente reacción: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$

- Determina el valor de K_c . (hasta 1 punto)
- Determina el valor de K_p . (hasta 1 punto)
- Calcule las presiones parciales en el equilibrio. (hasta 1 punto)
- La presión en el interior del matraz. (hasta 1 punto)

Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

CUESTIONES TEÓRICAS (a elegir dos)

Tema 1. Formas de expresar la concentración: molaridad, molalidad, fracción molar y g/L.
Tema 2. Entalpías de reacción y de formación. Ley de Hess.
Tema 3. Enlace iónico y enlace covalente: concepto y propiedades. Ejemplos.
Tema 4. Isomería: concepto y tipos. Ejemplos.