

# 1ª evaluación

## TEMA I. - CÁLCULOS NUMÉRICOS ELEMENTALES EN QUÍMICA

### OBJETIVOS

1. Representar con fórmulas químicas diversas sustancias y las ecuaciones químicas que muestran sus cambios.
2. Conocer y comprender los conceptos de masa atómica, mol, volumen molar y las relaciones existentes entre ellos.
3. Conocer y comprender las diversas leyes de los gases, dedicando especial atención a la ecuación de estado de un gas ideal.
4. Conocer y saber utilizar los distintos modos de expresar la concentración de una disolución.
5. Conocer las leyes fundamentales de los cálculos estequiométricos.

### CONTENIDOS

- 1.1.- Sustancias químicas
- 1.2.- Masa atómica, masa molecular, mol.
- 1.3.- Composición centesimal de un compuesto.
- 1.4.- Determinación de la fórmula de un compuesto por análisis elemental: fórmula empírica y molecular.
- 1.5.- Mezclas. Mezclas homogéneas: mezclas de gases; disoluciones líquidas.
- 1.6.- Formas de expresar la concentración de las disoluciones: porcentaje en peso, molaridad, molalidad, fracción molar.
- 1.7.- Comportamiento de los gases en condiciones ideales. Ecuación de estado, Ley de Dalton de las presiones parciales.
- 1.8.- Determinación de la masa molecular de un gas a partir de los valores de magnitudes relacionadas con la ecuación de estado.
- 1.9.- Reacción química. Ecuación química.
- 1.10.- Cálculos estequiométricos: reactivo limitante, reacciones en las que participan gases y/o sustancias en disolución, reactivos con un determinado grado de pureza, rendimiento de una reacción.

- Se formularán cuestiones sobre los distintos apartados, y problemas relacionados, sobre todo, con los apartados anteriores

- Se plantearán preguntas sobre las actividades de LABORATORIO relacionadas con:

#### a) Preparación de disoluciones

Sobre disoluciones de ácidos, bases y sales, partiendo de productos comerciales.

#### b) Dilución de disoluciones

#### c) Reacciones químicas

### CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- A. Resuelve ejercicios sencillos de ajuste de reacciones químicas.
- B. Sabe utilizar y relaciona entre sí las distintas unidades de masa y volumen, dedicando especial atención al concepto de mol.
- C. Resuelve problemas y ejercicios sencillos aplicando, entre otras, la ecuación general de los gases ideales.
- D. Prepara disoluciones de concentración conocida.
- E. Resuelve ejercicios y problemas sobre disoluciones.
- F. Prepara una disolución de concentración dada a partir de otra disolución más concentrada.
- G. Resuelve ejercicios y problemas sobre cálculos estequiométricos.

## TEMA II. - TERMOQUÍMICA

### OBJETIVOS

1. Entender que toda reacción química lleva asociada un cambio energético: absorción o desprendimiento de energía.
2. Conocer y saber utilizar con autonomía las distintas magnitudes termodinámicas, así como las leyes que las relacionan: primero principio de la termodinámica y la ley de Hess como una particularización.
3. Entender los aspectos fundamentales del segundo principio de la termodinámica, y asociarlos al concepto de entropía o grado de desorden de un sistema.
4. Conocer y saber utilizar los factores de los que depende la espontaneidad de una reacción química.

### CONTENIDOS

- 2.1.- Introducción a la termodinámica. Sistemas termodinámicos. Variables termodinámicas.
- 2.2.- Primer principio de la termodinámica.
- 2.3.- Concepto de entalpía.
- 2.4.- Entalpía de reacción. Entalpía de formación. Entalpía de enlace. Cálculo de entalpías de reacción a partir de las entalpías de formación y de las entalpías de enlace.
- 2.5.- Ley de Hess
- 2.6.- Segundo principio de la termodinámica. Concepto de entropía. Entropía y desorden.
- 2.7.- Energía libre y espontaneidad de las reacciones químicas.

- Se formularán cuestiones relacionadas con todos los puntos del bloque:

- Problemas correspondientes a entalpías de reacción ( $Q_p$  y  $Q_v$ )
- Determinación de entalpías de reacción a partir de entalpías de enlace, Ley de Hess.
- Variación de entropía, variación de energía libre y espontaneidad de la reacción ( $\Delta G$ ).

- Se plantearán preguntas sobre las actividades de LABORATORIO relacionadas con:

a) Medida del calor de disolución de NaOH en agua.

b) Medida de calor de neutralización entre la disolución anterior y una disolución de ácido clorhídrico.

c) Medida del calor de reacción entre NaOH sólido y una disolución de ácido clorhídrico.  
Comprobar el cumplimiento de la ley de Hess.

d) Observación cualitativa de un proceso endotérmico.

Por ejemplo disolución de cloruro amónico o nitrito amónico en agua.

### CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- A. Define y entiende los distintos conceptos fundamentales de la termoquímica.
- B. Resuelve ejercicios y problemas aplicando el primer principio de la termodinámica.
- C. Resuelve ejercicios y problemas de aplicación directa de la ley de Hess.
- D. Aplica el primer principio de la termodinámica en el cálculo de energías de formación o energías de reacción.
- E. Enuncia y comprende el segundo principio de la termodinámica.
- F. Justifica la espontaneidad, o no, de una reacción química dada en función de la temperatura, variación de entropía y variación de entalpía.

## TEMA III. - QUÍMICA DEL CARBONO

### OBJETIVOS

1. Conocer las peculiaridades del átomo de carbono: distintos tipos de hibridación, cadenas carbonar, e isomería, relacionando estos aspectos con el elevado número de compuestos de carbono presentes en la naturaleza.

2. Formular y nombrar hidrocarburos, y conocer sus propiedades físicas más relevantes.
3. Formular y nombrar los compuestos oxigenados más importantes, y conocer sus propiedades físicas más relevantes.
4. Formular y nombrar los compuestos nitrogenados más importantes, y conocer sus propiedades físicas más relevantes.
5. Conocer la importancia de la química orgánica en nuestra vida.

## CONTENIDOS

- 3.1.- Nomenclatura y formulación de las principales funciones orgánicas.
- 3.2.- Enlace en los compuestos orgánicos. Diferentes tipos de isomería.
- 3.3.- Polímeros de interés actual: estructura general y tipos.
- 3.4.- Principales aplicaciones de la química del carbono en la industria.

- Se formularán cuestiones relacionadas con :

- Carbono como unidad estructural básica: tipos de enlace del carbono.
- Nomenclatura (IUPAC) de compuestos de carbono que tengan como máximo un grupo funcional (hidrocarburos, alcoholes, fenoles, aldehidos, cetonas, ácidos, ésteres, éteres, derivados halogenados, aminas, amidas, nitrilos).
- Isomería plana: cadena; posición y de función.
- Estereoisomería: la isomería óptica y la isomería geométrica o cis-trans.
- Conocer la estructura general de los polímeros, los diferentes tipos y su interés en la vida cotidiana.

## CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- A. Representa estructuralmente y en forma semidesarrollada diversos compuestos orgánicos.
- B. Escribe los isómeros de un compuesto orgánico dado.
- C. Formula y nombra hidrocarburos saturados, tanto alifáticos como aromáticos.
- D. Formula y nombra hidrocarburos insaturados, tanto alifáticos como aromáticos.
- E. Describe las propiedades físicas más relevantes de los hidrocarburos, relacionándolas con el tipo de enlace y las fuerzas intermoleculares.
- F. Formula y nombra los compuestos de carbono con funciones oxigenadas más importantes.
- G. Describe las propiedades físicas más relevantes de los compuestos oxigenados, relacionándolas con el tipo de enlace y las fuerzas intermoleculares.
- H. Formula y nombra los compuestos de carbono con funciones nitrogenadas más importantes.
- I. Describe las propiedades físicas más relevantes de los compuestos nitrogenados, relacionándolas con el tipo de enlace y las fuerzas intermoleculares.

## 2ª Evaluación

### TEMA IV. - ESTRUCTURA DE LA MATERIA

#### OBJETIVOS

1. Conocer el significado de los números cuánticos, así como los valores que pueden tomar. Justificar el tipo de orbitales y cuantos hay en cada nivel electrónico.
2. Utilizando los valores posibles de los números cuánticos, conocer las configuraciones electrónicas de los elementos químicos conocidos.
3. Conocer y comprender como se fue construyendo la Tabla Periódica y como está constituida: grupos (o familias) y períodos.
4. Justificar el porqué de la ordenación de los elementos químicos, relacionándolo con el número atómico.
5. Conocer algunas propiedades periódicas y como varían dentro del Sistema Periódico.

#### CONTENIDOS

- 4.1.- Orígenes de la teoría cuántica. Hipótesis de Planck. Efecto fotoeléctrico. Espectros atómicos.
- 4.2.- Modelo atómico de Bohr y as sus limitaciones

- 4.3.- Introducción a la mecánica cuántica. Hipótesis de De Broglie. Principio de Heisenberg. Mecánica ondulatoria.
- 4.4.- Orbitales atómicos. Números cuánticos.
- 4.5.- Configuraciones electrónicas: Principio de Pauli y regla de Hund.
- 4.6.- El sistema periódico: clasificación periódica de los elementos. Variaciones periódicas de las propiedades de los elementos.
- 4.7.- Estudio de los siguientes grupos: alcalinos, alcalinotérreos, térreos, carbonoides, nitrogenoides, anfígenos y halógenos.

Se formularán cuestiones relacionadas con:

- Bastará que el alumno/a domine el modelo de Böhr a nivel cualitativo.
- Se formularán cuestiones relacionadas con los valores de los números cuánticos y su significado, configuraciones electrónicas y variaciones de las propiedades periódicas.
- Estudio de los grupos suscitados se hará a nivel de comentar las propiedades periódicas y su variación y no como química inorgánica descriptiva.

### CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- A. Justifica la validez o no de combinaciones de números cuánticos para un orbital o un electrón dado.
- B. Utiliza el principio de construcción progresiva y escribe las configuraciones electrónicas de distintos elementos neutros y de sus iones.
- C. Estudia el Sistema Periódico: grupos y períodos.
- D. Relaciona la configuración electrónica de un elemento dado con el lugar que ocupa en el Sistema Periódico.
- E. Analiza algunas propiedades periódicas.
- F. Justifica la variación de las propiedades periódicas de una serie de elementos químicos en función del lugar que ocupen en la Tabla Periódica.

## TEMA V. - ENLACE QUÍMICO

### OBJETIVOS

1. Relacionar la configuración electrónica de la capa de valencia de los distintos elementos con el tipo de enlace químico que pueden formar.
2. Saber utilizar la regla del octeto y los diagramas de Lewis como un primer paso en el estudio del enlace químico.
3. Conocer las dos teorías cuánticas que describen el enlace covalente, justificando algunas propiedades características de dicho enlace.
4. Describir el enlace iónico, justificando porque ciertas sustancias presenta dicho enlace, así como sus propiedades.
5. Describir el enlace metálico, justificando porque los metales presentan dicho enlace, así como sus propiedades.
6. Conocer el método RPECV para predecir la geometría de algunas moléculas sencillas.
7. Conocer la teoría de hibridación de orbitales para poder justificar la geometría de una molécula dada.
8. Explicar correctamente los distintos tipos de fuerzas intermoleculares existentes en las sustancias covalentes, dedicando especial interés al enlace de hidrógeno.

### CONTENIDOS

- 5.1.- Concepto de enlace en relación con la estabilidad energética de los átomos enlazados.
- 5.2.- Enlace iónico. Propiedades de las sustancias iónicas. Concepto de energía de red. Ciclo de Born-Haber.
- 5.3.- Enlace covalente. Propiedades de las sustancias covalentes.
- 5.4.- Teoría del enlace covalente. Estructuras de Lewis. Enlaces simples y enlaces múltiples.
- 5.5.- Parámetros moleculares. Hibridación de orbitales atómicos ( $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ).

5.6.- Fuerzas intermoleculares.

5.7.- Enlace metálico. Teorías que explican el enlace metálico.

5.8.- Estudio de los principales compuestos de hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre: hidruros, óxidos y ácidos.

Se formularán cuestiones relacionadas con:

- Tipo de enlace, energía de red y propiedades de los compuestos iónicos. Al tratar la energía de red el alumno/a tendrá que dominar desde un punto de vista cualitativo la influencia de los valores de la carga y del radio de los iones en el valor de la energía.
- Las estructuras de Lewis, forma y polaridad de las moléculas e hibridación de orbitales.
- Estructuras moleculares de especies que contengan alrededor del átomo central un número máximo de cuatro pares de electrones.
- Para ilustrar las hibridaciones  $sp^3$ ,  $sp^2$  y  $sp$  se propondrán moléculas orgánicas o formadas por elementos de los períodos 2 y 3.

### CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- A. Explica la tendencia electrónica de un elemento dado, razonando sus posibilidades de formar enlace iónico o enlace covalente.
- B. Utiliza la regla del octeto y los diagramas de Lewis en moléculas sencillas.
- C. Justifica el enlace que presentan las sustancias covalentes, sus propiedades más características y como varían estas de una sustancia a otra.
- D. Justifica el enlace que presentan las sustancias iónicas, sus propiedades más características y como varían estas de una sustancia a otra.
- E. Justifica el enlace que presentan las sustancias metálicas, sus propiedades más características y como varían estas de una sustancia a otra.

## TEMA VI. - EQUILIBRIO QUÍMICO

### OBJETIVOS

1. Conocer y saber aplicar la ley del equilibrio químico.
2. Conocer el concepto de cociente de reacción y utilízalo para determinar si un sistema está, o no, en equilibrio químico.
3. Conocer los distintos tipos de equilibrio y saber aplicarlos a problemas concretos.
4. Relacionar los diversos conceptos estudiados en el equilibrio químico.
5. Conocer los factores que afectan al equilibrio químico y saber aplicarlos a algunos procesos industriales de especial interés.

### CONTENIDOS

- 6.1.- Concepto de equilibrio químico. Características.
- 6.2.- Cociente de reacción y constante de equilibrio.
- 6.3.- Formas de expresar la constante de equilibrio:  $K_c$  y  $K_p$ . Relaciones entre las constantes de equilibrio.
- 6.4.- Grado de disociación.
- 6.5.- Termodinámica y equilibrio: relación entre  $K_p$  e  $\Delta G$ .
- 6.6.- Factores que modifican el estado de equilibrio: Principio de Le Chatelier. Importancia en procesos industriales.
- 6.7.- Equilibrios heterogéneos sólido-líquido. Solubilidad y producto de solubilidad.

- Se formularán cuestiones relacionadas con los distintos apartados del bloque haciendo hincapié en las condiciones de precipitación.

-Las actividades de LABORATORIO estarán relacionadas con:

- a) Formación de precipitados de sales poco solubles y separación de los mismos por filtración.
- b) Disolución de precipitados por modificación del pH y por formación de especies complejas.

### CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- A. Aplica la ley del equilibrio químico a diversas reacciones químicas para obtener la expresión de la constante de equilibrio.
- B. Relaciona las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_c$  para una reacción dada.
- C. Resuelve ejercicios y problemas de aplicación de la ley del equilibrio químico: cálculos numéricos de constantes y determinación de las cantidades de todas las sustancias presentes en el equilibrio.
- D. Resuelve ejercicios y problemas de cálculos de cociente de reacción, justificando el sentido en el que evolucionará el sistema en caso de no encontrarse en equilibrio.
- E. Resuelve ejercicios y problemas de equilibrios heterogéneos.
- F. Resuelve ejercicios y problemas de equilibrios de solubilidad.
- G. Realiza ejercicios y problemas que relacionen todos los conceptos fundamentales estudiados para el equilibrio.
- H. Aplica el principio de Le Châtelier a reacciones generales en equilibrio.
- I. Aplica el principio de Le Châtelier a procesos industriales, biológicos o ambientales de especial relevancia.

## 3ª Evaluación

### TEMA VII. - REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

#### OBJETIVOS

1. Conocer y comprender los conceptos fundamentales en las distintas teorías ácido-base.
2. Aplicar la ley del equilibrio químico para calcular las concentraciones de las especies presentes en un equilibrio ácido-base, y saber relacionar las constantes de acidez y de basicidad de cualquier par ácido-base conjugado.
3. Conocer el concepto de pH y su relación con el producto iónico del agua.
4. Valorar la importancia del pH en diversos procesos biológicos, industriales, caseros, etc.
5. Comprender y saber estimar los procesos de hidrólisis de sales, de las disoluciones reguladoras y su influencia en el pH.
6. Conocer las valoraciones ácido-base, y entenderlas como una valiosa técnica en el análisis químico.

#### CONTENIDOS

- 7.1.- Concepto de ácido-base según las teorías de Arrhenius y Brønsted-Lowry.
- 7.2.- Concepto de pares ácido-base conjugados.
- 7.3.- Fortaleza relativa de los ácidos y grado de ionización.
- 7.4.- Equilibrio iónico del agua. Concepto de pH.
- 7.5.- Volumetrías de neutralización ácido-base. Indicadores ácido-base.
- 7.6.- Estudio cualitativo de la hidrólisis.
- 7.7.- Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras.

- Se formularán cuestiones relacionadas con los distintos apartados del bloque

- Problemas numéricos de ácidos y bases fuertes y débiles, cálculos de pH, constantes de acidez o basicidad.
- Problemas de valoraciones ácido-base



-Las actividades de LABORATORIO estarán relacionadas con:

- a) Valoración de un ácido fuerte con una base fuerte.
- b) Comprobación cualitativa del carácter regulador de una disolución.
- c) Comparación entre los diferentes valores de pH de disoluciones acuosas de diversos ácidos, bases y sales.

### CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- A. Aplica los conceptos de ácido-base de Arrhenius y Brønsted-Lowry en el reconocimiento de sustancias que puedan actuar como tales.
- B. Completa reacciones entre pares ácido-base conjugados de Brønsted-Lowry.
- C. Resuelve ejercicios y problemas en equilibrios de disociación de ácidos o bases débiles. Calcula grados de disociación.
- D. Resuelve ejercicios y problemas de cálculos de pH de distintas disoluciones, tanto para electrólitos fuertes como débiles.
- E. Describe situaciones de la vida diaria donde se manifieste la importancia del pH.
- F. Justifica la variación del pH al producirse la disolución de algunas sales, y calcula en algunos casos sencillos, el pH de la disolución resultante.
- G. Planifica alguna experiencia sencilla donde se aprecia la utilidad de las valoraciones ácido-base.
- H. Calcula la concentración de una disolución desconocida, y elige el indicador adecuado en la detección del punto final.

## TEMA VIII. - ELECTROQUÍMICA

### OBJETIVOS

1. Comprender los principales conceptos en las reacciones de oxidación-reducción y relacionarlos con numerosos procesos que suceden en nuestra vida diaria.
2. Ajustar ecuaciones en procesos redox utilizando los métodos más usuales, principalmente el método del ion-electrón.
3. Conocer el concepto de equivalente aplicado a procesos de oxidación-reducción.
4. Formular alguna experiencia sencilla de laboratorio donde tenga lugar un proceso redox y encontrar alguna aplicación práctica de interés.
5. Comprender la relación existente entre proceso redox, corriente eléctrica y sus aplicaciones tecnológicas; por ejemplo, las pilas.
6. Entender los fenómenos de electrólisis y sus aplicaciones en la sociedad.

### CONTENIDOS

- 8.1.- Concepto de oxidación y reducción. Número de oxidación. Oxidantes y reductores.
- 8.2.- Ajuste de reacciones químicas por el método del ion-electrón.
- 8.3.- Estequiometría de las reacciones redox.
- 8.4.- Estudio de la célula galvánica. Tipos de electrodos. Potencial de electrodo. Escala normal de potenciales. Potencial de una pila.
- 8.5.- Relación entre  $E^\circ$  y  $\Delta G$ . Espontaneidad de los procesos redox.
- 8.6.- Electrólisis: estudio de la celda electrolítica. Leyes de Faraday. Principales aplicaciones industriales.

- Se formularán cuestiones relacionadas con los distintos apartados del bloque:

- Cuestiones y problemas en los que se utilicen los potenciales normales de electrodos para predecir la espontaneidad de un proceso.
- Problemas referidos a la electrólisis.

- *Actividades de LABORATORIO:*

*a) Diseño y montaje y utilización de una celda galvánica.*

*b) Diseño y montaje y utilización de una celda electrolítica.*

### **CRITERIOS DE AVALIACIÓN**

- A. Calcula números de oxidación para los átomos que intervienen en un proceso redox dado.
- B. Identifica reacciones de oxidación y de reducción en procesos que puedan tener diversas aplicaciones en la sociedad.
- C. Resuelve ejercicios de ajuste estequiométrico en procesos redox que transcurran en medio ácido.
- D. Resuelve ejercicios de ajuste estequiométrico en procesos redox que transcurran en medio básico.
- E. Determina masas equivalentes en procesos de oxidación-reducción.
- F. Calcula la concentración de una disolución mediante una volumetría redox.
- G. Resuelve ejercicios y problemas de representación de pilas y cálculo de su f.e.m.
- H. Aplica los criterios de espontaneidad para predecir si una determinada reacción redox va a tener lugar.
- I. Resuelve ejercicios y problemas relativos a fenómenos de electrólisis.