



### INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

**TIEMPO:** una hora y treinta minutos

### PRIMERA PARTE

**Cuestión 1.-** Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos, identifique el grupo de la Tabla Periódica al que pertenecen. Indique el símbolo, el número atómico y el periodo del primer elemento de dicho grupo.

- a)  $ns^2 np^4$
- b)  $ns^2$
- c)  $ns^2 np^1$
- d)  $ns^2 np^5$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

**Cuestión 2.-** Dados los siguientes compuestos: NaH, CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O, CaH<sub>2</sub> y HF. Conteste razonadamente:

- a) ¿Cuáles tienen enlace iónico y cuáles enlace covalente?
- b) ¿Cuáles de las moléculas covalentes son polares y cuáles no polares?
- c) ¿Cuáles presentan enlace de hidrógeno?
- d) Atendiendo únicamente a la diferencia de electronegatividad, ¿cuál presenta la mayor acidez?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

**Cuestión 3.-** El cloruro de plata (I) es una sal muy insoluble en agua.

- a) Formule el equilibrio heterogéneo de disociación.
- b) Escriba la expresión de la constante del equilibrio de solubilidad ( $K_s$ ) y su relación con la solubilidad molar ( $s$ ).
- c) Dado que la solubilidad aumenta con la temperatura, justifique si el proceso de disolución es endotérmico o exotérmico.
- d) Razone si el cloruro de plata (I) se disuelve más o menos cuando en el agua hay cloruro de sodio en disolución.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

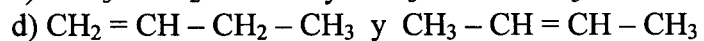
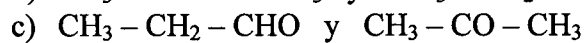
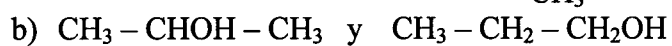
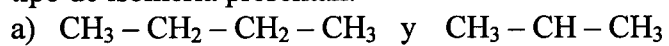
**Cuestión 4.-** Conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- a) ¿Cuál es el orden de mayor a menor basicidad de las bases conjugadas de los ácidos HNO<sub>3</sub>, HClO, HF y HCN?
- b) ¿Cuál es el orden de mayor a menor acidez de los ácidos conjugados de las bases NO<sub>2</sub><sup>-</sup>, NaOH, NH<sub>3</sub> y CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>.

Datos:  $K_a$  HClO =  $10^{-7}$ ,  $K_a$  HF =  $10^{-3}$ ,  $K_a$  HCN =  $10^{-9}$ ,  $K_a$  NH<sub>4</sub><sup>+</sup> =  $10^{-9}$ ,  $K_a$  CH<sub>3</sub>COOH =  $10^{-5}$ ,  $K_a$  HNO<sub>2</sub> =  $10^{-3}$

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

**Cuestión 5.-** Dados los pares de compuestos orgánicos siguientes, indique sus nombres y justifique que tipo de isomería presentan:



Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

## SEGUNDA PARTE

### OPCIÓN A

**Problema 1.-** El ácido butanoico es un ácido débil de  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ . Calcule:

- El grado de disociación de una disolución 0,02 M del ácido butanoico.
- El pH de la disolución 0,02 M.
- El pH de la disolución que resulta al añadir 0,05 moles de HCl a 250 mL de una disolución 0,02 M de ácido butanoico. Suponer que no hay variación de volumen.

Puntuación máxima por apartado: a) y c) 0,75 puntos y b) 0,5 puntos.

**Problema 2.-** Sabiendo que las entalpías de combustión del etanol y del ácido etanoico (ácido acético) en condiciones estándar son, respectivamente,  $-1372,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  y  $-870,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  y que las entalpías normales de formación del agua líquida y del dióxido de carbono son respectivamente  $-285,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  y  $-393,04 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , calcule:

- La entalpía de la reacción correspondiente al proceso:  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COOH}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- La entalpía de formación del etanol.

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

### OPCIÓN B

**Problema 1.-** Dos cubas electrolíticas que contienen disoluciones acuosas de  $\text{AgNO}_3$  y  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  respectivamente, están montadas en serie (pasa la misma intensidad por ambas). Si en 1 hora se depositan en la segunda cuba 54,5 g de cobre, calcule:

- La intensidad de corriente que atraviesa las cubas.
- Los gramos de plata que se depositarán en la primera cuba tras dos horas de paso de la misma intensidad de corriente.

Datos.-  $F = 96.500 \text{ C}$ ; masas atómicas:  $\text{Cu} = 63,5$ ;  $\text{Ag} = 107,9$ .

Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

**Problema 2.-** A  $400 \text{ }^\circ\text{C}$  y 1 atmósfera de presión el amoníaco se encuentra disociado en un 40%, en nitrógeno e hidrógeno gaseosos, según la reacción  $\text{NH}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 3/2 \text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{N}_2(\text{g})$ . Calcule:

- La presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio.
- El volumen de la mezcla si se parte de 170 g de amoníaco.
- El valor de la constante  $K_p$ .
- El valor de la constante  $K_c$ .

Datos.-  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ; masas atómicas:  $\text{N} = 14$ ,  $\text{H} = 1$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

## QUÍMICA

### CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

Cada cuestión se podrá calificar con un máximo de 2 puntos; por ello, la máxima puntuación que se podrá alcanzar en la PRIMERA PARTE será de 6 puntos. Cada problema se podrá calificar igualmente con un máximo de dos puntos, por lo que la SEGUNDA PARTE podrá tener una puntuación máxima de 4 puntos.

Si se han contestado más de tres cuestiones, únicamente deberán corregirse las tres que se encuentren en primer lugar.

Si se resuelven problemas de más de una opción, únicamente se corregirán los de la opción a la que corresponda el problema resuelto en primer lugar.

Se tendrá en cuenta en la calificación de la prueba:

- 1.- Claridad de comprensión y exposición de conceptos.
- 2.- Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- 3.- Capacidad de análisis y relación.
- 4.- Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades.
- 5.- Aplicación y exposición correcta de conceptos en el planteamiento de los problemas.

Distribución de puntuaciones máximas para este ejercicio:

#### **CUESTIONES**

- Cuestión 1.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.  
Cuestión 2.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.  
Cuestión 3.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.  
Cuestión 4.- 1,0 punto cada uno de los apartados.  
Cuestión 5.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

#### **PROBLEMAS**

Opción A

- Problema 1.- 0,75 puntos apartados a) y c) y 0,5 puntos apartado b).  
Problema 2.- 1,0 punto cada uno de los apartados.

Opción B

- Problema 1.- 1,0 punto cada uno de los apartados.  
Problema 2.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

## SOLUCIONES (ORIENTACIONES PARA EL CORRECTOR)

**Cuestión 1.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- Serán los elementos del grupo VIA (16 ó anfígenos). El primer elemento del grupo tendrá  $n = 2$ , se encontrará en el segundo periodo, el elemento tendrá la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^4$  que corresponde con  $Z = 8$  y es por tanto el O (oxígeno).
- Serán los elementos del grupo IIA (2 ó alcalino-térreos). El primer elemento del grupo tendrá  $n = 2$ , se encontrará en el segundo periodo, el elemento tendrá la configuración  $1s^2 2s^2$ ; así será  $Z = 4$ , es decir que es el Be (berilio).
- Serán los elementos del grupo IIIA (13 ó térreos). El primer elemento del grupo tendrá  $n = 2$ , se encontrará en el segundo periodo, la configuración es  $1s^2 2s^2 2p^1$ , tendrá  $Z = 5$  y será el B (boro).
- Serán los elementos del grupo VIIA (17 ó halógenos). El primer elemento del grupo tendrá  $n = 2$ , se encontrará en el segundo periodo, el elemento tendrá la configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^5$  que corresponde con  $Z = 9$  y es por tanto el F (flúor).

**Cuestión 2.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- Iónico: NaH y CaH<sub>2</sub>. Covalente: CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O y HF.
- Todas estas moléculas covalentes presentan enlaces polares y solo serán no polares aquellas para las que se compensen por la geometría los momentos de los enlaces. Polar: H<sub>2</sub>O y HF. No polar: CH<sub>4</sub>.
- H<sub>2</sub>O y HF, porque el O y el F tienen una elevada electronegatividad y un tamaño pequeño.
- HF por ser el fluor el que presenta la mayor diferencia de electronegatividad con el hidrógeno.

**Cuestión 3.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- $\text{AgCl(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
- $K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$ ;  $K_s = s^2$
- Si la solubilidad aumenta es porque el equilibrio se desplaza hacia la derecha. Si ocurre al aumentar la temperatura es porque se trata de un proceso endotérmico.
- El cloruro de sodio está disociado en iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ . El efecto del ión común  $\text{Cl}^-$  en disolución desplaza el equilibrio hacia  $\text{AgCl(s)}$  y disminuye la solubilidad.

**Cuestión 4.-** Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

- El orden de fuerza de las bases conjugadas es el contrario al de la fuerza de los ácidos de los que provienen. La base conjugada  $\text{NO}_3^-$  va a ser la más débil (neutra) ya que proviene de un ácido fuerte. El orden de fuerza de las otras bases conjugadas se puede establecer por sus mayores o menores constantes de basicidad ( $K_b = K_w/K_a$ ), así,  $\text{CN}^- (K_b = 10^{-5}) > \text{ClO}^- (K_b = 10^{-7}) > \text{F}^- (K_b = 10^{-11})$  (es el orden contrario al de las constantes de acidez). Entonces, el orden de fuerza de las bases conjugadas es:  $\text{CN}^- > \text{ClO}^- > \text{F}^- > \text{NO}_3^-$ .
- El orden de fuerza de los ácidos conjugados es el contrario al de la fuerza de las bases de las que provienen. El ácido conjugado  $\text{Na}^+$  va a ser el más débil (neutro) ya que proviene de una base fuerte. Las otras bases son débiles y la fuerza de sus ácidos conjugados se puede establecer por las constantes de acidez de estos. Así,  $K_a \text{HNO}_2 > K_a \text{CH}_3\text{COOH} > K_a \text{NH}_4^+$ . Entonces, el orden de fuerza de los ácidos conjugados es:  $\text{HNO}_2 > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{NH}_4^+ > \text{Na}^+$ .

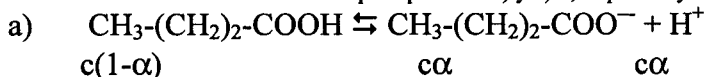
**Cuestión 5.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- Sus nombres son butano y metilpropano (o isobutano). Presentan isomería de cadena ya que se diferencian en la distinta disposición de la cadena de carbonos.
- Sus nombres son 2-propanol y 1-propanol. Presentan isomería de posición ya que se diferencian en la posición del grupo funcional.
- Sus nombres son propanal y dimetilcetona (propanona o acetona). Presentan isomería de función ya que se diferencian en el grupo funcional.
- Sus nombres son 1-buteno y 2-buteno. Presentan isomería de posición ya que se diferencian en la distinta posición del doble enlace.

Soluciones a los problemas:

### OPCIÓN A

**Problema 1.-** Puntuación máxima por apartado: a) y c) 0,75 puntos y b) 0,5 puntos.



b)  $[\text{H}^+] = c\alpha = 0,02 \cdot 0,03 = 6 \cdot 10^{-4} \text{ M}; \text{ pH} = 3,22$

c) Al añadir un ácido fuerte a un ácido débil, en esta relación de concentraciones, el pH viene determinado por la aportación de protones del ácido fuerte:  $[\text{H}^+] = 0,05/250 \cdot 10^{-3} = 0,2 \text{ M}; \text{ pH} = 0,7$

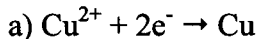
**Problema 2.-** Puntuación máxima apartado: 1,0 punto.

a)  $\Delta H_{\text{comb}} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - \Delta H_{\text{comb}} \text{CH}_3\text{-COOH} = \Delta H_{\text{reacción}} = -1372,9 - (-870,5) = -502,4 \text{ kJ}$

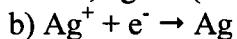
b)  $\Delta H_f \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 2 \Delta H_f \text{CO}_2 + 3 \Delta H_f \text{H}_2\text{O} - \Delta H_{\text{comb}} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = -269,68 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

### OPCIÓN B

**Problema 1.-** Puntuación máxima por apartado: 1,0 punto.

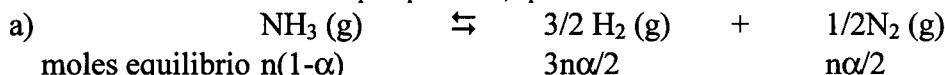


$54,5 \text{ g Cu} \cdot (2 \text{ moles de e}^-/63,5 \text{ g Cu}) \cdot (96.500 \text{ C}/1 \text{ mol de e}^-) = 165645,7 \text{ C}; I = 165645,7 / 3600 = 46 \text{ A}$



$Q = 46 \cdot 2 \cdot 3600 = 331200 \text{ C}; 331200 \text{ C} \cdot (1 \text{ mol}/96500 \text{ C}) \cdot (107,9 \text{ g Ag}/1 \text{ mol e}^-) = 370 \text{ g Ag}$

**Problema 2.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.



$\text{moles totales} = n(1-\alpha) + n\alpha/2 + 3n\alpha/2 = n(1+\alpha)$

$\chi_{\text{NH}_3} = n(1-\alpha)/n(1+\alpha) = (1-0,4)/(1+0,4) = 0,43$

$\chi_{\text{N}_2} = (n\alpha/2)/n(1+\alpha) = 0,2/(1+0,4) = 0,14$

$\chi_{\text{H}_2} = (3n\alpha/2)/n(1+\alpha) = 0,6/(1+0,4) = 0,43$

$P_{\text{NH}_3} = P_{\text{N}_2} = 1 \cdot 0,43 = 0,43 \text{ atm} \quad P_{\text{H}_2} = 1 \cdot 0,14 = 0,14 \text{ atm}$

b)  $\text{moles iniciales NH}_3 = 170/17 = 10$

$\text{moles totales} = 10(1+0,4) = 14$

$PV = nRT; \quad V = nRT/P = 14 \cdot 0,082 \cdot 673/1 = 772,6 \text{ L}$

c)  $K_p = P_{\text{H}_2}^{3/2} P_{\text{N}_2}^{1/2} / P_{\text{NH}_3} = 0,43^{3/2} \cdot 0,14^{1/2} / 0,43 = 0,245$

d)  $K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0,245(0,082 \cdot 673)^{-1} = 4,4 \cdot 10^{-3}$

## **PROPUESTA DEL AMBITO DE CONTENIDOS DE LA MATERIA QUÍMICA PARA LAS PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD**

En el curso 2003-2004 fueron modificadas las enseñanzas del segundo curso del bachillerato LOGSE, en virtud del Decreto 47/2002 de la Comunidad de Madrid. La Comisión Interuniversitaria, en orden a que los Centros dispongan con antelación suficiente de información adecuada, acordó requerir de cada Comisión una propuesta referida a la materia cuyo repertorio elabora, que, de conformidad con los nuevos programas, defina el ámbito en el que se van a concretar los contenidos de las pruebas de acceso a estudios universitarios.

Consecuentemente, la Comisión de Química acordó proponer en el documento que se adjunta, una serie de aclaraciones a cada tema de los publicados en el B.O.C.M. del 2 de abril de 2002. En cualquier caso, debe quedar claro que en ningún momento la Comisión pretende modificar o reducir el programa de enseñanzas, sino presentar una serie de interpretaciones que en reuniones sucesivas son susceptibles de mejorarse.

## Programa contenido en el BOCM 2 de Abril de 2002

### 1.- Estructura de la materia

Orígenes de la teoría cuántica. Hipótesis de Planck. Efecto fotoeléctrico. Espectros atómicos. Modelo atómico de Bohr y sus limitaciones. Introducción a la mecánica cuántica moderna. Hipótesis de De Broglie. Principio de Heisenberg. Orbitales atómicos. Números cuánticos. Configuraciones electrónicas. Principio de Pauli y regla de Hund. Clasificación periódica de los elementos. Introducción histórica. Tabla periódica de Mendelejev. Predicciones y defectos: ley de Moseley. Sistema periódico actual. Variaciones periódicas de las propiedades de los elementos.

### 2.- El enlace químico

Concepto de enlace en relación con la estabilidad energética de los átomos enlazados. Enlace iónico. Concepto de energía de red. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias iónicas. Enlace covalente. Estructura de Lewis. Resonancia. Parámetros moleculares. Polaridad de enlaces y moléculas. Teoría de enlace de valencia. Hibridación de orbitales atómicos ( $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ) Propiedades de las sustancias covalentes. Fuerzas intermoleculares. Enlace metálico. Teorías que explican el enlace metálico.

### 3.- Termoquímica

Sistemas termodinámicos. Variables termodinámicas. Primer principio de la termodinámica. Transferencias de calor a volumen y presión constantes. Concepto de entalpía. Cálculo de entalpías de reacción a partir de las entalpías de formación. Diagramas entálpicos. Ley de Hess. Entalpías de enlace. Segundo principio de la termodinámica. Concepto de entropía. Energía libre y espontaneidad de las reacciones químicas.

### 4.- Cinética química

Aspectos dinámicos de las reacciones químicas. Concepto de velocidad de la reacción. Ecuaciones cinéticas. Orden de reacción. Mecanismo de reacción y molecularidad. Teoría de las reacciones químicas. Factores de los que depende la velocidad de una reacción. Utilización de catalizadores en procesos industriales.

### 5.- El equilibrio químico.

Concepto de equilibrio químico. Cociente de reacción y constante de equilibrio. Características del equilibrio. Formas de expresar la constante de equilibrio:  $K_c$  y  $K_p$ . Relaciones entre las constantes de equilibrio. Grado de disociación. Factores que modifican el estado de equilibrio: principio de Le Chatelier. Importancia en procesos industriales. Equilibrios heterogéneos sólido-líquido.

## Aclaraciones a los contenidos de las pruebas de acceso de LOGSE

### 1.- Estructura de la materia

En los problemas se podrán pedir cálculos energéticos a partir de la ecuación de Planck, efecto fotoeléctrico y transiciones electrónicas.

Sólo se exigirá identificar el nombre de los elementos de los tres primeros periodos a partir de sus números atómicos y viceversa.

### 2.- El enlace químico

En el estudio de polaridad de enlace está incluido el concepto de electronegatividad.

### 3.- Termoquímica

Los contenidos incluyen el concepto de energía interna y su cálculo.

Limitar los cálculos en problemas a sistemas con reacción química.

### 4.- Cinética química

Se supone incluido el concepto de energía de activación (ley de Arrhenius), aunque no se exigirán cálculos de la misma.

### 5.- El equilibrio químico.

Se considera incluido el concepto de precipitación, solubilidad y constante del producto de solubilidad.



### **6.-Reacciones de transferencia de protones**

Concepto de ácido y base según la ley de Arrhenius, Brønsted-Lowry. Concepto de pares ácido-base conjugados. Fortaleza relativa de los ácidos y grado de ionización. Equilibrio iónico del agua. Concepto de pH. Reacciones de neutralización. Punto de equivalencia. Indicadores ácido-base. Volumetrías de neutralización ácido-base. Estudio cualitativo de la hidrólisis.

### **7.- Reacciones de transferencia de electrones.**

Concepto de oxidación y reducción. Sustancias oxidantes y reductoras. Número de oxidación. Ajuste de reacciones red-ox por el método de ión-electrón. Estequiometría de las reacciones red-ox. Estudio de la célula galvánica. Tipos de electrodos. Potencial de electrodo. Escala normal de potenciales. Potencial de una pila. Espontaneidad de los procesos Red-ox. Estudio de la celda electrolítica. Leyes de Faraday. Principales aplicaciones industriales.

### **8.-Química descriptiva.**

Estudio de los siguientes grupo:

Alcalinos, alcalinotérreos, carbonoideos, nitrogenoideos, anfígenos, halógenos. Estudio de los principales compuestos de hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre: hidruros, óxidos y ácidos.

### **9.-Química del carbono.**

Reactividad de los compuestos orgánicos. Desplazamientos electrónicos: efectos inductivo y mesómero. Ruptura de enlaces e intermedios de reacción. Reactivos nucleófilos y electrófilos. Estudio de la principales reacciones orgánica: sustitución, adición, eliminación y red-ox. Las principales aplicaciones de la química del carbono a la industria química. Polímeros de origen artificial: clasificación, propiedades, y mecanismos de polimeración. Algunos ejemplos significativos: polietileno, PVC, poliestireno, caucho, poliamidas y poliésteres.

### **6.-Reacciones de transferencia de protones**

El alumno debe conocer también el concepto de electrolito y sus tipos.

Se consideran excluidas las disoluciones reguladoras de pH o disoluciones tampón.

### **7.- Reacciones de transferencia de electrones.**

No se considera incluida la ley de Nernst.

### **8.-Química descriptiva.**

El estudio de los elementos mencionados incluye propiedades periódicas, carácter metálico, carácter oxidante y estado físico.

Se han elegido como compuestos principales: amoníaco, ácido sulfúrico, ácido clorhídrico y ácido nítrico.

### **9.-Química del carbono.**

Se entiende que el alumno debe saber: nombrar correctamente compuestos orgánicos polifuncionales y manejar el concepto de isometría. No se exigirá manejar el concepto de estereoisomería. Los compuestos orgánicos que se exigirán son: hidrocarburos alifáticos y aromáticos, derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, amidas y aminas.

En relación a las reacciones orgánicas no se exigirá especificar el mecanismo.