

## SOLUCIONES A LA PRUEBA 3 DE ENTRENAMIENTO PARA LA EBAU 2020 - QUÍMICA

- Describe el modelo atómico de Bohr y cómo justifica este modelo el espectro de emisión del hidrógeno.
  - Enuncie la hipótesis de De Broglie.
  - Enuncie el principio de exclusión de Pauli.

Todo este ejercicio es de contenidos teóricos que pueden consultarse en cualquier texto. Brevemente:

En respuesta a la primera parte, el modelo atómico de Bohr trata, entre otras cosas, de justificar la estabilidad del átomo (los electrones en órbita deberían perder energía, pues cualquier carga acelerada debe radiar energía electromagnética, lo que los haría caer hacia el núcleo) y de explicar que existen niveles de energía tales que los electrones pueden pasar de un nivel a otro emitiendo radiaciones a frecuencias concretas (series de Balmer). Para ello Bohr introduce tres postulados:

- Primer postulado: En un átomo, el electrón solo puede tener ciertos estados de movimiento; cada uno de ellos con un valor de energía fija y determinada.
- Segundo postulado: En cualquiera de estos estados, el electrón se mueve describiendo órbitas circulares alrededor del núcleo. Solo son posibles las órbitas en las que el momento angular del electrón es un múltiplo entero de  $h/2\pi$ . Escrito matemáticamente:

$$m \cdot r \cdot v = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

Donde  $n$  se conoce como número cuántico principal (indica que las órbitas permitidas están cuantizadas, es decir solo puede tomar ciertos valores definidos).

- Tercer postulado: Un electrón puede pasar de una órbita permitida a otra absorbiendo (si pasa a una órbita más exterior de más energía) o emitiendo (si pasa a una órbita más interior de menos energía) radiación electromagnética en forma de un fotón (de frecuencia  $f$  y longitud de onda  $\lambda$ ), cuya energía se corresponde a la diferencia de energía entre las órbitas:

$$E_{\text{fotón}} = h \cdot f = \frac{hc}{\lambda} = |E_f - E_i|$$

Como consecuencia de estos postulados puede comprobarse (desarrollando las ecuaciones oportunas), que el radio de las órbitas permitidas es proporcional a  $n^2$  y que la energía total del electrón en esa órbita es proporcional a  $n^{-2}$  (con valores evidentemente negativos para la energía pues el electrón está ligado).

Con lo anterior, es inmediato justificar el espectro del hidrógeno. Ya se había descubierto que el espectro del hidrógeno se presentaba en series. La mejor estudiada era la de Balmer, en la que cada línea de emisión responde a la fórmula:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

Donde  $R$  se conoce como constante de Rydberg y los números  $n$  y  $m$  son dos números enteros que cumplen  $n < m$  (para la serie de Balmer  $n = 2$ ). Para una serie dada, se mantiene el valor del primer sumando del paréntesis y cambia el valor del segundo sumando.

Según el modelo de Bohr, la emisión debe corresponderse a la diferencia de energías entre dos órbitas, así que, si un electrón pasa de una órbita inicial  $n_i$  a una final  $n_f$ , el fotón emitido tendrá una energía que podrá expresarse como (se indica con  $K$  la constante de proporcionalidad de la relación indicada más arriba para las energías):

$$E_{\text{fotón}} = \frac{hc}{\lambda} = |E_f - E_i| = \left| -K \cdot \frac{1}{n_f^2} - \left( -K \cdot \frac{1}{n_i^2} \right) \right| = K \cdot \left| \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right| \Rightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{K}{hc} \cdot \left| \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right|$$

Por lo que puede observarse que la correspondencia funcional con la fórmula de las series de emisión es clara si se identifica la constante de Rydberg con el término  $K/hc$  y los números  $n$  y  $m$  de las series con los

números cuánticos de las órbitas final e inicial. De hecho, la evaluación de la constante dada por la fórmula de Bohr tiene un valor muy próximo al de la constante experimental de la serie de Balmer (unas 6 cifras significativas de coincidencia).

En la segunda parte del ejercicio, la hipótesis de De Broglie enuncia que cualquier partícula material, de masa  $m$ , y en movimiento con velocidad  $v$ , tiene asociada una onda y de hecho se comporta como tal (es el recíproco de que la luz tiene también comportamiento de partícula, como corresponde en el efecto fotoeléctrico). Esta onda de materia, que se propaga con la velocidad de la partícula,  $v$ , viene caracterizada por una longitud de onda,  $\lambda$ , que se relaciona con la constante de Planck según:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Este comportamiento ondulatorio de la materia se descubrió poco después de expresar De Broglie su hipótesis al observarse la difracción (propiedad característica de las ondas) de los electrones.

En la tercera parte, el principio de exclusión de Pauli indica que en un átomo no es posible encontrar dos electrones cuyos cuatro números cuánticos correspondientes sean iguales; de manera que, si los tres números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m$  son iguales en ambos electrones, deben diferenciarse en el número cuántico  $s$ . Dado que solo hay dos valores posibles para el número cuántico  $s$ , esto significa que en un orbital atómico (que tiene unos valores concretos para  $n$ ,  $l$  y  $m$ ) solo puede haber como máximo dos electrones, cada uno con un valor diferente de  $s$ .

2. En un recipiente cerrado de 1,00 L de capacidad, inicialmente vacío, se introducen 1,79 g bromuro de nitrosilo, NOBr, que al calentarlo a 100 °C se disocia según el equilibrio:



a. Si la presión total en el recipiente en las condiciones anteriores es 0,657 atm, determine el valor de las presiones parciales de los tres gases, los valores de las constantes  $K_p$  y  $K_c$  y también el grado de disociación del NOBr.

b. Determine justificadamente cómo evolucionará el equilibrio si:

- i. Se añade  $\text{Br}_2$  en el sistema.
- ii. Se duplica el volumen del recipiente manteniendo la temperatura.
- iii. Se aumenta la temperatura.
- iv. Se añade un catalizador apropiado.

Calculamos en primer lugar el número de moles iniciales de bromuro de nitrosilo:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,79 \text{ g}}{(14,01 + 16 + 79,9) \text{ g/mol}} = 0,0163 \text{ mol.}$$

A continuación, planteamos el equilibrio, trabajando con el número de moles:

	$2 \text{NOBr (g)}$	$\leftrightarrow$	$2 \text{NO (g)}$	$+$	$\text{Br}_2 \text{(g)}$
Moles iniciales:	$n$				
Moles que reaccionan:	$-2x$		$2x$		$x$
Moles en el equilibrio:	$n - 2x$		$2x$		$x$

De lo anterior, se deduce que el número total de moles (todos ellos en estado gaseoso) es:

$$n_T = n - 2x + 2x + x = n + x = 0,0163 + x$$

Si se relaciona esto con la presión total en el equilibrio (usando las unidades adecuadas en los cálculos):

$$P_T \cdot V = n_T \cdot RT = (n + x) \cdot RT \Rightarrow x = \frac{P_T \cdot V}{RT} - n = \frac{0,675 \cdot 1}{0,082 \cdot (273 + 100)} - 0,0163 = 0,0221 - 0,0163 = 0,0058 \text{ mol.}$$

Con lo que podemos calcular los moles de cada sustancia, sus concentraciones molares, y a partir de ello la constante de equilibrio  $K_c$ :

$$n_{\text{NOBr}} = n - 2x = 0,0163 - 2 \cdot 0,0058 = 0,0047 \text{ mol} \Rightarrow c = \frac{n_{\text{NOBr}}}{V} = \frac{0,0047 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,0047 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$n_{NO} = 2x = 2 \cdot 0,0058 = 0,0116 \text{ mol} \Rightarrow c = \frac{n_{NO}}{V} = \frac{0,0116 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,0116 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$n_{Br_2} = x = 0,0058 = 0,0058 \text{ mol} \Rightarrow c = \frac{n_{Br_2}}{V} = \frac{0,0058 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,0058 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$K_c = \frac{[NO]^2 \cdot [Br_2]}{[NOBr]^2} = \frac{0,0116^2 \cdot 0,0058}{0,0047^2} = 0,0353.$$

Para calcular las presiones parciales, como hemos determinado los moles de cada especie y los moles totales, podemos utilizar la ley de Dalton de las presiones parciales que las relaciona con la presión total:

$$P_{NOBr} = \frac{n_{NOBr}}{n_T} \cdot P_T = \frac{0,0047}{0,0163 + 0,0058} \cdot 0,675 \text{ atm} = 0,144 \text{ atm}.$$

$$P_{NO} = \frac{n_{NO}}{n_T} \cdot P_T = \frac{0,0116}{0,0163 + 0,0058} \cdot 0,675 \text{ atm} = 0,354 \text{ atm}.$$

$$P_{Br_2} = \frac{n_{Br_2}}{n_T} P_T = \frac{0,0058}{0,0163 + 0,0058} \cdot 0,675 \text{ atm} = 0,177 \text{ atm}.$$

Por lo tanto:

$$K_p = \frac{P_{NO}^2 \cdot P_{Br_2}}{P_{NOBr}^2} = \frac{0,354^2 \cdot 0,177}{0,144^2} = 0,154.$$

Por otra parte, el grado de disociación viene dada por la relación entre el número de moles de bromuro de nitrosilo disociados y el de moles iniciales:

$$\alpha = \frac{2x}{n} = \frac{2 \cdot 0,0058}{0,0163} = 0,712 = 71,2 \text{ \%}.$$

En la segunda parte del ejercicio, debemos aplicar el principio de Le Chatelier según las condiciones que nos da cada apartado:

En el apartado **i)**, si se añade  $Br_2$ , que es un producto, el equilibrio se desplazará para consumir parte de este incremento, lo que supone que el desplazamiento será **a la izquierda**.

En el apartado **ii)**, si se duplica el volumen manteniendo la temperatura, la presión disminuiría y el equilibrio se desplazará generando más moles gaseosos de manera que se compense en lo posible el descenso de presión. Por ello el equilibrio se desplazará **a la derecha**, pues hay más moles gaseosos en los productos que en los reactivos.

En el apartado **iii)**, si se aumenta la temperatura a presión constante, debemos fijarnos en que el equilibrio se desplazará en el sentido endotérmico para así consumir energía para aminorar el incremento de temperatura. Dado que la reacción es exotérmica en el sentido indicado, la reacción se desplazará **hacia la izquierda**, sentido en el que la reacción será endotérmica.

En el apartado **iv)**, la presencia de un catalizador **no altera el equilibrio**. Un catalizador incrementa la velocidad para alcanzar el equilibrio, pero no modifica los factores termodinámicos de la reacción por lo que la situación final no se verá alterada y el equilibrio se mantiene.

### 3. a. Para la reacción: $H_2 + NO \rightarrow H_2O + \frac{1}{2} N_2$

Se han encontrado los datos que se dan en la tabla siguiente:

	$[H_2]$ ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	$[NO]$ ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	Velocidad ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ )
Experimento 1	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$2,1 \cdot 10^{-2}$	$5,4 \cdot 10^{-5}$
Experimento 2	$3,6 \cdot 10^{-3}$	$2,1 \cdot 10^{-2}$	$10,8 \cdot 10^{-5}$
Experimento 3	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$6,3 \cdot 10^{-2}$	$49,0 \cdot 10^{-5}$

Con estos datos, determine los órdenes parciales de reacción, el orden global y la constante de velocidad con sus unidades. Escriba la ecuación cinética completa.

**b.** Defina los conceptos de *molecularidad*, *reacción elemental* y *mecanismo de reacción*.

La ecuación cinética para esta reacción será del tipo:  $v = k \cdot [H_2]^\alpha \cdot [NO]^\beta$ . El ejercicio nos pide que calculemos los valores de  $k$  (constante de velocidad, con sus unidades),  $\alpha$  (orden de reacción respecto del  $H_2$ ) y  $\beta$  (orden de reacción respecto del NO). El orden global de reacción viene dado por la suma  $\alpha + \beta$ . Tenemos tres incógnitas y podemos plantear tres ecuaciones, una a partir de cada experimento. El procedimiento clásico para resolver estos ejercicios es comparar dos experimentos, eliminando entre sí aquellos factores comunes (para lo que conviene fijarse en qué experimentos repiten algún dato). Así, si comparamos las ecuaciones cinéticas de los experimentos 1 y 2, dividiéndolas entre sí, obtenemos la relación:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{10,8 \cdot 10^{-5}}{5,4 \cdot 10^{-5}} = 2 = \frac{k \cdot [H_2]_2^\alpha \cdot [NO]_2^\beta}{k \cdot [H_2]_1^\alpha \cdot [NO]_1^\beta} = \frac{k \cdot (3,6 \cdot 10^{-3})^\alpha \cdot (2,1 \cdot 10^{-2})^\beta}{k \cdot (1,8 \cdot 10^{-3})^\alpha \cdot (2,1 \cdot 10^{-2})^\beta} = \left(\frac{3,6 \cdot 10^{-3}}{1,8 \cdot 10^{-3}}\right)^\alpha = 2^\alpha \Rightarrow$$

$$2 = 2^\alpha \Rightarrow \alpha = 1$$

Si ahora hacemos lo mismo entre los experimentos 1 y 3:

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{49,0 \cdot 10^{-5}}{5,4 \cdot 10^{-5}} = 9,1 = \frac{k \cdot [H_2]_3^\alpha \cdot [NO]_3^\beta}{k \cdot [H_2]_1^\alpha \cdot [NO]_1^\beta} = \frac{k \cdot (1,8 \cdot 10^{-3})^\alpha \cdot (6,3 \cdot 10^{-2})^\beta}{k \cdot (1,8 \cdot 10^{-3})^\alpha \cdot (2,1 \cdot 10^{-2})^\beta} = \left(\frac{6,3 \cdot 10^{-2}}{2,1 \cdot 10^{-2}}\right)^\beta = 3^\beta \Rightarrow$$

$$9,1 = 3^\beta \Rightarrow \beta = 2$$

(Debe indicarse que los órdenes de reacción deben ser números enteros, así que hay que redondear adecuadamente. Además, en este caso los datos son evidentes para su estimación “a ojo” sin necesidad de utilizar logaritmos). Así, tenemos ya como resultados que: el orden de reacción respecto del  $H_2$  vale 1, el orden de reacción respecto del NO vale 2 y el **orden global** de reacción vale  $1 + 2 = 3$ .

Y si con estos valores ponemos los datos en uno cualquiera de los experimentos, podemos encontrar el valor de la constante de velocidad, con sus unidades:

$$v_1 = k \cdot [H_2]_1^\alpha \cdot [NO]_1^\beta \Rightarrow k = \frac{v_1}{[H_2]_1^\alpha \cdot [NO]_1^\beta} = \frac{5,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (2,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2}$$

$$= 68 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}.$$

La segunda parte de este ejercicio es de conceptos teóricos que pueden encontrarse en cualquier texto. Brevemente:

La **molecularidad** es el **número de especies químicas** (átomos, moléculas o iones) que intervienen en un **proceso elemental**, y solo en este caso (no en el proceso global de una reacción genérica, donde el ajuste puede implicar a un número muy elevado de partículas).

Una reacción o **proceso elemental** es aquella reacción que ocurre como consecuencia de **un único encuentro** o choque entre partículas reaccionantes. Una reacción global es el resultado o concatenación de varios procesos elementales diferentes en los que los productos de un proceso previo son los reactivos del siguiente (pueden incorporarse especies nuevas o dejar de intervenir algunos productos anteriores).

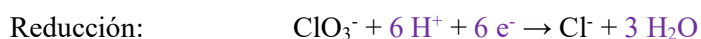
El **mecanismo de reacción** es la **secuencia** o conjunto ordenado de **procesos elementales** que llevan desde las especies reactivas iniciales hasta los productos finales.

#### 4. a. Ajuste por el método del ion-electrón en medio ácido (clorhídrico) la reacción:

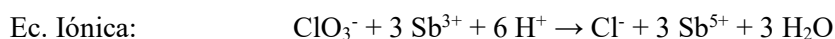
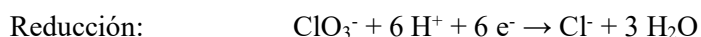
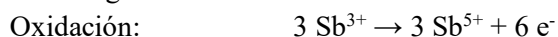


b. Calcule la masa de clorato de potasio,  $\text{KClO}_3$  necesaria para obtener 200 g de  $\text{SbCl}_5$ , si el rendimiento de la reacción es del 50 %.

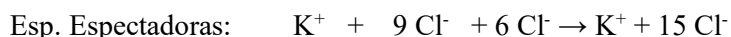
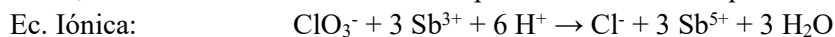
Por inspección visual de la reacción, se deduce que el átomo de cloro del clorato se reduce desde el estado de oxidación +6 hasta -1 en el cloruro. Por otra parte, el antimonio se oxida desde número de oxidación +3 en el tricloruro hasta +5 en el pentacloruro. Con esto, las semirreacciones serán:



Para obtener la ecuación iónica debemos multiplicar la primera por 3 y sumar a la segunda, de manera que intervenga el mismo número de electrones:



Y para obtener la ecuación molecular, nos falta incluir las especies que no han intervenido en el proceso redox, entre otras los 6 aniones cloruro procedentes del HCl que corresponden a los 6 protones:



En el apartado segundo, debemos resolver el problema por estequiometría. Podemos realizarlo por factores de conversión en un solo paso:

$$m = 200 \text{ g obt SbCl}_5 \cdot \frac{1 \text{ mol SbCl}_5}{(121,76 + 5 \cdot 35,45) \text{ g SbCl}_5} \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol SbCl}_5} \cdot \frac{(39,1 + 35,45 + 3 \cdot 16) \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g teor SbCl}_5}{50 \text{ g obt SbCl}_5} = 54,64 \text{ g KClO}_3.$$

5. a. Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos, y dé al menos un isómero de cada uno de ellos, nombrándolo e indicando el tipo de isomería respecto del inicial:

- 1) 2,3-dimetilbutano
- 2) But-2-eno
- 3) Ácido etanoico
- 4) Propanonitrilo
- 5) Butenodial
- 6) Etanoato de etilo

b. Describa la polimerización del cloroeteno o cloruro de vinilo ( $\text{CH}_2 = \text{CHCl}$ ) para formar el PVC (cloruro de polivinilo).

En la primera parte, tendremos las posibles respuestas (es un ejercicio abierto, así que se dan solo algunas posibles soluciones):

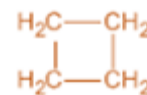
Para 1) la fórmula es  $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$ .

Un posible isómero de posición sería el 2,2-dimetilbutano:  $\text{CH}_3 - \text{C}(\text{CH}_3)_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ , y uno de cadena sería por ejemplo el 2-metilpentano:  $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ .

Para 2) la fórmula es  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ .

Un posible isómero de posición sería el but-1-eno:  $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ ,

y uno de cadena puede ser el ciclobutano (siempre una cadena lineal de 3 o más carbonos con un doble enlace es isómera a un cicloalcano).



Para 3) la fórmula es:  $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ .

Un isómero de función es el 2-hidroxiacetaldehído:  $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CHO}$ .

(En este caso, con dos carbonos no es posible la isomería de cadena, y con la función ácido tampoco de posición).

Para 4) la fórmula es:  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{N}$ .

Un isómero de función es la prop-2-inamina:  $\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$ .

Para 5) la fórmula es:  $\text{OHC} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CHO}$ .

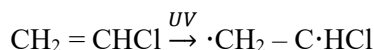
Un isómero de función es el ácido but-2-inoico:  $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{COOH}$ .

Para 6) la fórmula es  $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ .

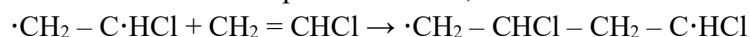
Un isómero de cadena es el propanoato de metilo:  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_3$ .

Un isómero de función es la 3-hidroxiacetona:  $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CO} - \text{CH}_3$ .

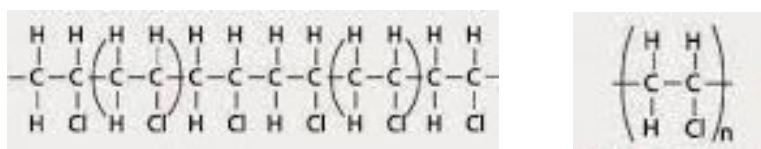
En la segunda parte del ejercicio, tenemos que el cloroetano es una especie con un doble enlace, susceptible de producir radicales libres por acción de la luz ultravioleta o por la acción de peróxidos:



Cuando se forma la especie radicalica, esta rápidamente reacciona con otra molécula del monómero formando una nueva especie radicalica, como se indica a continuación:

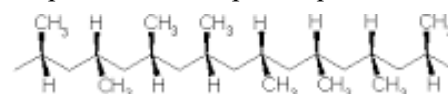


El proceso sigue, por ambos extremos de la cadena, donde se encuentran los carbonos con electrones desapareados, aumentándose la longitud de la cadena, hasta que un radical reacciona con otro radical, apareándose los electrones correspondientes, y finalizando la elongación de ese extremo. Una cadena de polímero puede formarse a partir de varios miles de monómeros, según las condiciones de presión, concentración y temperatura. El polímero tendrá la estructura indicada:

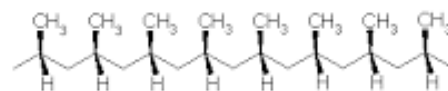


Una cuestión importante es que la orientación espacial del Cl en principio es aleatoria por lo que se tendría un polímero atáctico. Si se usa un catalizador adecuado, se puede obtener un polímero en el que todos los Cl están orientados hacia el mismo lado, con lo que se tiene el polímero isotáctico. Si la orientación es alternada, se tiene un polímero sindiotáctico. Al margen se muestra un ejemplo (pero con un grupo metilo en lugar del Cl).

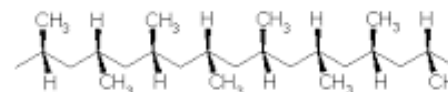
Polimerización atáctica



Polimerización isotáctica



Polimerización sindiotáctica



6. a. Describa los distintos tipos de fuerzas de Van der Waals.

b. Justifique las propiedades que se indican a continuación, referentes a esas sustancias:

- i. El  $\text{Br}_2$  es líquido, pero el  $\text{F}_2$  es gas
- ii. El  $\text{H}_2\text{O}$  es líquido, pero el  $\text{H}_2\text{S}$  es gas
- iii. El C (diamante) es aislante eléctrico, pero el Sn es conductor de la electricidad
- iv. El NaCl es soluble en agua, pero el  $\text{CH}_4$  no lo es
- v. El NaCl es frágil pero el Zn es maleable.

Las fuerzas de Van der Waals son interacciones entre las moléculas que forman una sustancia covalente molecular y que permiten explicar los puntos de fusión y evaporación de esta sustancia (si las moléculas no interaccionasen estarían en estado gaseoso en cualquier circunstancia).

Se consideran tres tipos fundamentales de fuerzas de Van der Waals según cómo sea la polaridad de las moléculas:

Fuerzas **dipolo permanente-dipolo permanente**: son las fuerzas de Van der Waals más intensas (pero mucho menores que los enlaces de hidrógeno y desde luego que los enlaces covalentes) y se deben a la interacción electrostática entre los extremos de polaridad definida en las moléculas polares. Los extremos de distinta polaridad de dos moléculas vecinas se verán atraídas con más intensidad que la repulsión mutua entre los extremos de igual polaridad (por efecto de la distinta separación) lo que origina una fuerza resultante atractiva entre estas moléculas. Si la temperatura es suficientemente baja como para que esta fuerza venza el movimiento térmico de las moléculas, la sustancia puede condensar en estado líquido (esta interacción permite explicar que el HCl sea una sustancia con punto de ebullición de  $-85^\circ\text{C}$ ).

Fuerza **dipolo permanente-dipolo inducido**: son fuerzas presentes entre moléculas de dos sustancias distintas, unas polares y otras apolares. Una molécula polar puede inducir un dipolo en otra molécula apolar y como consecuencia aparecerá la atracción entre ellas, de modo análogo a lo visto arriba. En este caso, la

fuerza depende de la facilidad de polarización de la molécula apolar y de la intensidad del dipolo de la molécula polar (momento dipolar).

Fuerza **dipolo instantáneo-dipolo instantáneo** (también denominadas fuerzas de dispersión o de London): son fuerzas de Van der Waals muy débiles pues se producen en moléculas apolares (incluso en los átomos de los gases nobles) en las que, por los efectos cuánticos, ocurre que momentáneamente la distribución electrónica no es uniforme, sino que se produce una concentración local de electrones en una región y por consiguiente se produce un exceso de carga negativa en esa región y exceso de carga positiva en la región opuesta. Este dipolo instantáneo (y fluctuante en el tiempo) es capaz de polarizar a una molécula vecina originando una débil atracción. Esta interacción tan débil justifica, por ejemplo, la temperatura de ebullición del nitrógeno (-196 °C, 77 K) o del helio (-269 °C, 4 K).

En la segunda parte del ejercicio, las justificaciones pedidas tienen que ver con los enlaces presentes en estas sustancias. Caso por caso, tenemos:

En el apartado **i)**, el Br<sub>2</sub> es una molécula apolar, igual que en el F<sub>2</sub>, pero su masa es mayor y el tamaño de la molécula también es mayor. Los electrones de valencia en el Br están más alejados que en el caso del F pues el átomo de Br es mayor que el de F y por tanto la molécula de Br<sub>2</sub> se polariza más fácilmente. Todo ello lleva a que las fuerzas de London son mayores en el Br<sub>2</sub> que en el F<sub>2</sub>, y la menor movilidad de las moléculas de Br<sub>2</sub> respecto de las de F<sub>2</sub> hace que permanezcan más fácilmente en estado líquido que las de F<sub>2</sub> en similares condiciones. Esto implica que a una determinada temperatura el F<sub>2</sub> pueda ser gas mientras el Br<sub>2</sub> todavía es líquido.

En el apartado **ii)**, el H<sub>2</sub>O es una molécula muy polar (el O es muy electronegativo y arrastra hacia sí el par de enlace con el H, haciendo que este adquiera una gran carga parcial positiva y el O una gran carga parcial negativa) y dos moléculas vecinas pueden formar enlaces de hidrógeno (de hecho, una molécula de agua puede enlazarse hasta con 4 enlaces de hidrógeno: dos los forman los H, un enlace cada uno de ellos, y el átomo de O, con dos pares de electrones no compartidos, puede formar otros dos enlaces de hidrógeno). Los enlaces de hidrógeno son muy intensos (solo algo inferiores a algunos enlaces covalentes, y mucho más intensos que las fuerzas de Van der Waals), lo que permite que el H<sub>2</sub>O sea líquida en las condiciones normales (unos 20 °C y 1 atm). Sin embargo, aunque la molécula de H<sub>2</sub>S es polar, en ella no pueden darse enlaces de hidrógeno (el S no es suficientemente electronegativo) sino solo fuerzas de Van der Waals, mucho menores, que no son suficientes para que esta sustancia sea líquida en las condiciones normales. (La temperatura de ebullición del H<sub>2</sub>S es de -60 °C.)

En el apartado **iii)**, el carbono, en su forma diamante, se enlaza covalentemente con otros 4 átomos de C adyacentes. Los electrones en los enlaces covalentes no pueden desplazarse, por lo que el diamante no es conductor de la electricidad. Sin embargo, el estaño es un metal. En los metales, algunos de los electrones de valencia han escapado del átomo, de manera que se tiene una red cristalina de cationes metálicos y una nube de electrones que se mueven libremente entre los cationes, y son responsables precisamente del enlace metálico. Estos electrones libres pueden transportar la corriente eléctrica y por tanto el Sn es conductor (aunque es un mal conductor).

En el apartado **iv)**, el NaCl es una sustancia iónica formada por cationes Na<sup>+</sup> y aniones Cl<sup>-</sup> que forman una red cristalina iónica. En el agua, cuyas moléculas son muy polares, esta sustancia es soluble porque las moléculas del agua pueden arrastrar y sacar de la red cristalina a los iones debido a las fuerzas electrostáticas que permiten a los extremos negativos de las moléculas de agua orientarse y rodear a los cationes Na<sup>+</sup>, mientras los extremos positivos de las moléculas de agua pueden rodear a los aniones Cl<sup>-</sup>. Este proceso se denomina solvatación y está favorecido por el aumento de la entropía, aunque en muchos casos es un proceso endotérmico pues la rotura de los enlaces iónicos no se compensa con la interacción del agua con los iones. Sin embargo, el metano, CH<sub>4</sub>, es una molécula apolar que no tiene una interacción particularmente intensa con el agua, por lo que apenas podrá disolverse en ella.

En el apartado **v**), la red cristalina del NaCl está formada por una alternancia de iones de carga contraria. Al margen se representan la estructura de un cristal iónico en la que se ve que iones de carga contraria se encuentran enfrentados. Si esta red sufre una perturbación tal que se produce un desplazamiento entre los iones enfrentados, de manera que los positivos se enfrentan a positivos y negativos con negativos, la red se fracturará debido a la repulsión entre ellos. Sin embargo, en un metal solo hay cationes en la red cristalina y los electrones libres permiten que estos cationes permanezcan unidos. Cualquier alteración en la red mantiene una estructura similar a la inicial, por lo que el metal puede deformarse sin que aparezcan fuerzas disgregadoras y por tanto puede malearse (extenderse en laminas) sin romperse.

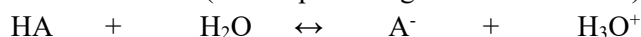


7. **a.** La masa molecular de un ácido monoprótico, HA, es 88. Cuando se disuelven en agua 2,73 g de HA, hasta un volumen de 100 mL, el pH de la disolución es 4,65. ¿Cuál es la constante de ionización de HA,  $K_a$ ?
- b.** Justifique si las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias son ácidas o básicas, y escriba las reacciones de hidrólisis que pudieran ocurrir para dar su respuesta:
- $\text{KNO}_2$  (nitrito de potasio)
  - $\text{NH}_4\text{I}$  (yoduro de amonio)
  - $\text{NaCl}$  (cloruro de sodio)
  - $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$  (etanol).

En el primer apartado, calculamos en primer lugar la concentración molar inicial del ácido monoprótico:

$$c = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{2,73 \text{ g}}{88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L}} = 0,31 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Ahora planteamos el equilibrio, usando concentraciones (no nos piden el grado de ionización), tenemos:



Concentración inicial:

Concentración en el equilibrio:  $c - x$   $x$   $x$

El valor de  $x$  lo podemos sacar directamente del valor de pH que nos da el ejercicio:

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,65} = 2,24 \cdot 10^{-5}.$$

Y con esto, el valor de la constante será:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{c - x} = \frac{2,24 \cdot 10^{-5}}{0,31 - 2,24 \cdot 10^{-5}} \approx \frac{2,24 \cdot 10^{-5}}{0,31} = 7,22 \cdot 10^{-5}.$$

Aunque en la relación anterior puede calcularse de manera exacta  $K_a$ , la gran disparidad de valores entre  $x$  y  $c$ , permite hacer la aproximación sin que ello afecte significativamente al resultado final.

En la segunda parte del ejercicio, debemos considerar la posible hidrólisis en cada caso (todas las sustancias son solubles así que en las sustancias iónicas deben formarse los iones correspondientes, que podrán dar o no la reacción de hidrólisis con el agua).

En el **primer caso**, la sal disocia según:  $\text{KNO}_2 \rightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_2^-$

El catión  $\text{K}^+$  no produce hidrólisis pues la reacción posible:  $\text{K}^+ + 2 \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{KOH} + \text{H}_3\text{O}^+$  estará completamente desplazada a la izquierda dado que el KOH es una base fuerte, totalmente disociada.

Por otra parte, el anión nitrito,  $\text{NO}_2^-$ , sí va a producir la hidrólisis:  $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ , reacción que solo está parcialmente desplazada pues el ácido nitroso,  $\text{HNO}_2$ , es un ácido débil, por lo que habrá presencia del ácido en forma molecular y por tanto también del anión hidróxido. Esto hace que la disolución sea **básica**.



En el **segundo caso**, la sal se disocia según:  $\text{NH}_4\text{I} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{I}^-$

El catión amonio sí produce hidrólisis según:  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ . Dado que el amoníaco es una base débil, este equilibrio ocurre en cierto grado y habrá presencia de amoníaco en disolución, y por tanto también de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ , lo que haría la disolución ácida.

El anión yoduro por otra parte, no produce hidrólisis pues la reacción posible:  $\text{I}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HI} + \text{OH}^-$  está totalmente desplazada a la izquierda pues el ácido yodhídrico es un ácido fuerte.

Así esta disolución es **ácida**.

En el **tercer caso**, la sal se disocia según:  $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

El catión  $\text{Na}^+$  no produce hidrólisis pues la reacción posible:  $\text{Na}^+ + 2 \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaOH} + \text{H}_3\text{O}^+$  estará completamente desplazada a la izquierda dado que el NaOH es una base fuerte, totalmente disociada.

El anión cloruro por otra parte, no produce hidrólisis pues la reacción posible:  $\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{OH}^-$  está totalmente desplazada a la izquierda pues el ácido clorhídrico es un ácido fuerte.

Esta disolución es por tanto **neutra**.

Y en el **último caso** el etanol no es una sustancia iónica y por tanto no se ioniza, por lo que tampoco producirá hidrólisis y la disolución permanecerá **neutra**.

8. a. En 250 mL de agua a 25 °C se echan 2 g de  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  y se remueve hasta que se llega al equilibrio de solubilidad. Se filtra el sólido no disuelto y se comprueba que la disolución saturada obtenida tiene un pH de 8,77. Determina la solubilidad de esta sal y el producto de solubilidad.
- b. Determine la masa de  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  que está disuelta en estos 250 mL.
- c. Si en el apartado a, antes de filtrar, y manteniendo la temperatura, quisiéramos que se disolviera justo todo el  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ , justifique qué valor de pH debería tener la disolución y cómo podríamos conseguir que efectivamente se disolviera esta cantidad de sal.

En la primera parte del ejercicio tenemos un equilibrio de solubilidad que viene dado por:



Concentraciones en equilibrio:  $s \qquad \qquad \qquad s \qquad \qquad \qquad 2s$

Y como nos dan el pH de la disolución saturada, podremos calcular la solubilidad, partiendo de la concentración de  $\text{OH}^-$ :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-\text{pH}}} = 10^{\text{pH}-14} = 10^{8,77-14} = 10^{-5,23} = 5,89 \cdot 10^{-6}.$$

Con lo que:

$$s = \frac{[\text{OH}^-]}{2} = \frac{5,89 \cdot 10^{-6}}{2} = 2,94 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Con este resultado, es inmediato encontrar el producto de solubilidad:

$$K_s = [\text{Ni}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3 = 4 \cdot (2,94 \cdot 10^{-6})^3 = 1,02 \cdot 10^{-16}.$$

Como se ve, este hidróxido es una sal muy poco soluble, y es por eso por lo que, a pesar de ser un hidróxido, el pH no es demasiado básico.

La segunda parte del ejercicio se calcula de manera inmediata una vez conocida la solubilidad (entendida como concentración molar del soluto):

$$m = n \cdot M = s \cdot V \cdot M = 2,94 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,25 \text{ L} \cdot (58,69 + 2 \cdot 1,01 + 2 \cdot 16) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 6,8 \cdot 10^{-5} \text{ g}.$$

En la tercera parte del ejercicio debemos considerar que ahora queremos que la nueva solubilidad,  $s'$ , sea justo la necesaria para que haya 2 g de  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  disueltos en 250 mL (esto significa que  $s'$  debe ser la concentración del  $\text{Ni}^{2+}$ ), pero esto implica que el pH (es decir la concentración de  $\text{OH}^-$ ) debe ser mucho menor que la anterior. Para conseguir esto, no quedará más remedio que acidificar la disolución, por ejemplo añadiendo un ácido (puede ser el HCl), de forma que, como consecuencia del producto iónico del agua, se consuman los  $\text{OH}^-$  que aportaría este hidróxido. Lo que sí debe ocurrir es que la solubilidad debe corresponderse con la concentración de los iones  $\text{Ni}^{2+}$ . El cálculo es muy sencillo.

La nueva solubilidad queremos que sea (utilizando los factores de conversión adecuados):

$$s' = \frac{2 \text{ g Ni(OH)}_2}{0,25 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ni(OH)}_2}{(58,69 + 2 \cdot 1,01 + 2 \cdot 16) \text{ g Ni(OH)}_2} = 0,0863 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

De donde, la concentración de  $\text{OH}^-$  deberá tener un valor máximo que podemos deducir del producto de solubilidad:

$$K_s = [\text{Ni}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = s' \cdot [\text{OH}^-]^2 \Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_s}{s'}} = \sqrt{\frac{1,02 \cdot 10^{-16}}{0,0863}} = 3,44 \cdot 10^{-8}.$$

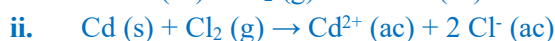
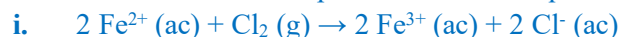
Esto nos indica que basta con acidificar la disolución hasta que el pH valga:

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{K_w}{[\text{OH}^-]}\right) = -\log\left(\frac{10^{-14}}{3,44 \cdot 10^{-8}}\right) = 6,54$$

Por lo tanto, el procedimiento para realizar el proceso sería verter sobre la disolución inicial con  $\text{Ni(OH)}_2$  mediante una bureta, goteando, una disolución de  $\text{HCl}$  (exactamente igual que si hiciéramos una neutralización, que de hecho es lo que estamos haciendo, aunque no hasta el punto de equivalencia sino hasta un pH definido) mientras removemos la mezcla con el  $\text{Ni(OH)}_2$ , hasta que justo veamos que deja de apreciarse partículas sólidas del hidróxido (si las partículas son muy pequeñas lo que se observa es una disolución turbia mientras haya  $\text{Ni(OH)}_2$  en estado sólido, así que el proceso debe realizarse hasta que la disolución se haga transparente y limpia). Podemos comprobar la situación con un pH-metro.

[Es interesante ver cómo variando el pH en poco más de 2 unidades se permite que la cantidad de  $\text{Ni(OH)}_2$  disuelto pase de apenas 0,27 miligramos por litro hasta 8 g por litro, es decir un factor de casi 30000 veces más. Compárese este ejercicio con el 8 de la prueba de entrenamiento n° 1.]

9. a. Represente simbólicamente las pilas cuyas reacciones son las que se indican y dé el valor del potencial estándar de dichas pilas con los datos que se incluyen abajo:

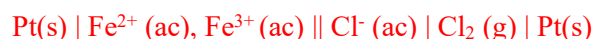


Datos:  $E^0(\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ ;

b. Se tienen tres cubas electrolíticas conectadas en serie, la primera conteniendo una disolución de  $\text{FeCl}_3$ , la segunda conteniendo una disolución de  $\text{CaCl}_2$  y la tercera una disolución de  $\text{NaCl}$ . Tras mantener la corriente durante 1 h, se obtiene 1,00 g de Fe en el cátodo de la primera cuba. Determine la masa de Ca obtenida en el cátodo de la segunda y el volumen de  $\text{Cl}_2$  gas obtenido en el ánodo de la tercera, medido a  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  y 1 atm de presión.

En la primera parte del ejercicio, debemos hacer el esquema simbólico de cada pila, para lo que debemos identificar las especies que se oxidan (se escriben a la izquierda) y las que se reducen (se escriben a la derecha). Debemos tener en cuenta también el estado de las sustancias y la situación en la que se produce el proceso. Si es necesario, se debe tener en cuenta un electrodo de platino para transferir la corriente.

En el primer caso (se supone un conductor de Pt en el ánodo para poder realizar la oxidación de los iones en disolución):



El valor de esta pila será:  $E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 1,36 \text{ V} - 0,77 \text{ V} = 0,59 \text{ V}$ .

En el segundo caso:



El potencial de esta pila es:  $E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 1,36 \text{ V} - (-0,40 \text{ V}) = 1,76 \text{ V}$ .

En el tercer caso:



El potencial de esta pila es:  $E^0_{\text{pila}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 0,80 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = 0,46 \text{ V}$ .

En la segunda parte del ejercicio, debemos tener en cuenta que en cubas electrolíticas conectadas en serie debe circular la misma carga eléctrica, es decir el mismo número de moles de electrones. Debemos aplicar la ley de Faraday de la electrólisis a las tres cubas, con la anterior consideración.

De la primera cuba deberá cumplirse:

$$m_{Fe} = \frac{M_{Fe} \cdot I \cdot t}{F \cdot n_{Fe}} \Rightarrow \frac{I \cdot t}{F} = \frac{m_{Fe} \cdot n_{Fe}}{M_{Fe}}$$

La cantidad anterior debe ser igual en las otras dos cubas, por lo que podemos plantear:

$$\frac{m_{Fe} \cdot n_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{m_{Ca} \cdot n_{Ca}}{M_{Ca}} \Rightarrow m_{Ca} = \frac{m_{Fe} \cdot n_{Fe}}{M_{Fe}} \cdot \frac{M_{Ca}}{n_{Ca}} = \frac{1 \cdot 3 \cdot 40,08}{55,85 \cdot 2} = 1,076 \text{ g de Ca.}$$

Y para el cloro gas, nos interesa el número de moles, no la masa (y hay que tener en cuenta que para producir cada mol de Cl<sub>2</sub> intervienen 2 moles de electrones):


$$\frac{m_{Fe} \cdot n_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{m_{Cl_2} \cdot n_{Cl_2}}{M_{Cl_2}} \Rightarrow n = \frac{m_{Cl_2}}{M_{Cl_2}} = \frac{m_{Fe} \cdot n_{Fe}}{M_{Fe} \cdot n_{Cl_2}} = \frac{1 \cdot 3}{55,85 \cdot 2} = 0,0269 \text{ mol Cl}_2.$$

Así que el volumen pedido será:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,0269 \cdot 0,082 \cdot (273 + 25)}{1} = 0,656 \text{ L de Cl}_2.$$

[Es interesante observar que no se necesita el dato del tiempo que ha circulado la corriente pues se pueden relacionar las masas con el cociente de las masas molares de las sustancias. Esto solo es posible siempre que las cubas estén en serie, de ahí su utilidad práctica en el laboratorio.]

**10. a.** Complete las reacciones que se indican, diga qué tipo de reacción es y nombre los compuestos orgánicos reactivos y productos:

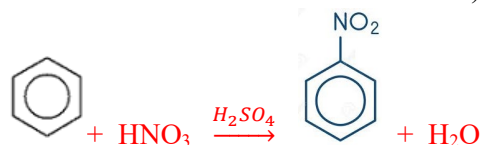
- i.  + HNO<sub>3</sub>  $\xrightarrow{H_2SO_4}$  ..... + H<sub>2</sub>O
- ii. CH<sub>3</sub> - CH = CH<sub>2</sub> + HBr → .....
- iii. CH<sub>3</sub> - CH = CH - CH<sub>3</sub>  $\xrightarrow{KMnO_4 \text{ conc}}$  .....
- iv. CH<sub>3</sub> - CHOH - CH<sub>3</sub> + CH<sub>3</sub> - COOH → ..... + H<sub>2</sub>O
- v. CH<sub>3</sub> - CH<sub>2</sub> - CHOH - CH<sub>3</sub>  $\xrightarrow{H_2SO_4 / calor}$  ..... + H<sub>2</sub>O
- vi. CH<sub>3</sub> - CH<sub>2</sub> - CHOH - CH<sub>3</sub> + HBr → ..... + H<sub>2</sub>O

**b.** Indique qué es el efecto inductivo y qué es el efecto mesómero en las moléculas orgánicas.

En el primer apartado del ejercicio debemos resolver cada caso según el tipo de reacción orgánica que tiene lugar. Caso por caso tenemos:

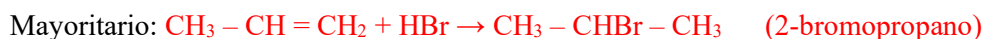
En **i)** tenemos la nitración del **benceno**, que es una **sustitución electrófila** en el anillo bencénico en el que el grupo entrante es NO<sub>2</sub><sup>+</sup> y el saliente es H<sup>+</sup>. Para que se produzca esta reacción se necesita el ácido sulfúrico que permite la rotura del ácido nítrico en NO<sub>2</sub><sup>+</sup> + OH<sup>-</sup>.

Los productos son agua (se combina el H<sup>+</sup> saliente con el OH<sup>-</sup> del nítrico) y **nitrobenceno**:

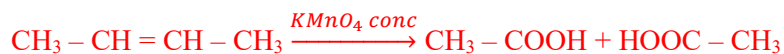


En **ii)** tenemos una **adición electrófila a un doble enlace**. El HBr es un compuesto con una parte electropositiva, el H, y otra electronegativa, el Br, que hay que tener en cuenta para aplicar el criterio de Markovnikov a la hora de ver a qué carbono del doble enlace se une cada componente. La regla de Markovnikov indica que, de los dos compuestos posibles, el mayoritario será aquel en el que el componente

electropositivo se une al C con más H y el electronegativo al más sustituido. Con ello, podemos indicar que esta reacción podrá dar dos productos:



En **iii)** tenemos una **oxidación de un doble enlace** energética, esto lleva a la formación de dos ácidos si el doble enlace no está en el carbono 1:

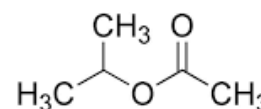


En este caso el **but-2-eno** se escinde en dos moléculas de **ácido etanoico**, debido a la simetría de la molécula en torno al doble enlace.

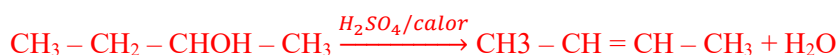
En **iv)** tenemos una reacción entre un alcohol y un ácido, con la liberación de una molécula de agua. Esta es una reacción de **esterificación** clásica. Los compuestos originales, **propan-2-ol** (isopropanol) y **ácido acético** formarán el éster:



Este compuesto producto es el **etanoato de isopropilo** [es un buen disolvente, y como la mayoría de los ésteres, tiene un marcado olor, en este caso afrutado. Muchos ésteres se usan en perfumería]. La estructura de la molécula es la que se muestra al margen.



En **v)** tenemos una reacción de **eliminación** con formación de un doble enlace. En este caso se tiene una **deshidratación**, que para que sea efectiva necesita alta temperatura y la presencia del ácido sulfúrico que mantiene retenida el agua saliente para que no vuelva a reaccionar y regenerar el reactivo (en sentido inverso sería una adición a un doble enlace). Los grupos salientes son el OH y un H que, según la regla de Saytzeff, será el H del carbono más ramificado. Según esto, la reacción a partir del **butan-2-ol** será:



Y el producto es el **but-2-eno**.

En **vi)** tenemos una reacción de **sustitución electrófila** en la que el grupo saliente es el OH del alcohol y el entrante es el anión Br, con la formación del agua a partir del H<sup>+</sup> del bromuro de hidrógeno y el OH saliente.

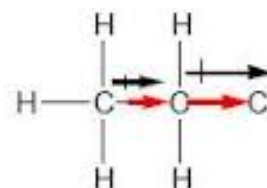


El reactivo es el **butan-2-ol** y el producto es el **2-bromobutano**.

En el segundo apartado del ejercicio tenemos una cuestión teórica que puede resolverse con los contenidos del texto. Brevemente:

Ambos efectos son desplazamientos electrónicos en los enlaces covalentes entre los átomos de carbono en la molécula.

En el **efecto inductivo** se tiene sobre un átomo de carbono (con cuatro enlaces) un enlace con una polaridad marcada frente a los otros tres enlaces. Esto implica que el par de electrones se desplaza hacia el átomo más electronegativo (típicamente es el otro átomo unido al carbono, como puede ser un O, un N, o un halógeno, esto origina lo que se denomina efecto inductivo -I) y el C queda con carga parcial (normalmente positiva). Como consecuencia, el enlace covalente con otro carbono adyacente será también ligeramente polar. El efecto inductivo se transmite por la cadena carbonada, pero se amortigua rápidamente desde el enlace polar que lo origina. Al margen se indica el ejemplo del efecto inductivo en el cloroetano.



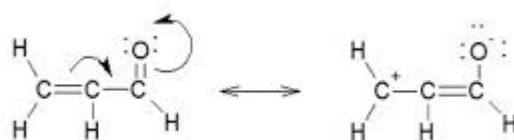
En el **efecto mesómero**, o de resonancia, se produce también un desplazamiento electrónico, pero ahora afecta al par de electrones de un enlace doble (un enlace doble se “convierte” en un enlace simple y el par de electrones se transfiere a otro átomo adyacente a uno de los carbonos del doble enlace y que puede asumir ese par de electrones (es como si el doble enlace se desplazara una posición). Esto está relacionado con la posibilidad de formar estructuras resonantes en las que los átomos de C adquieren carga positiva y

negativa. Según que haya un grupo capaz de atraer hacia sí el par de electrones de este enlace o de que el grupo sea capaz de aportar un par de electrones propios para formar un doble enlace, se tiene, respectivamente, el efecto mesómero -M o +M. En el caso de que haya dobles enlaces alternados en la molécula este efecto se puede transmitir por toda la cadena sin impedimento. Abajo se indica el efecto mesómero en dos ejemplos, uno -M y otro +M.

En el -M tenemos el caso del propenal.

### EFFECTO MESÓMERO -M

Producido por un grupo Electrón-atrayente



Y en el +M tenemos el caso del 1-metoxibuta-1,3-dieno (un éter que también podría denominarse buta-1,3-dienil metil éter). En este caso, que además tiene dobles enlaces conjugados, se observa cómo el efecto mesómero se transmite por la cadena.

