

**OPCIÓN A**

1. 1.1. Dados los orbitales atómicos 4s, 2d, 5f, 2p, 1p, razone cuáles no pueden existir.  
1.2. Razone si es correcta la siguiente afirmación: la solubilidad del cloruro de plata (sal poco soluble) es igual en agua pura que en una disolución de cloruro de sodio.
2. 2.1. Explique la hibridación del átomo central en la molécula de  $\text{BeCl}_2$ .  
2.2. Dada la reacción: 2-propanol  $\rightarrow$  propeno + agua, escriba las fórmulas semidesarrolladas de los compuestos orgánicos e identifique el tipo de reacción.
3. 3.1. Calcule:  
3.1.1. El pH de una disolución de hidróxido de sodio 0,010 M.  
3.1.2. El pH de una disolución de ácido clorhídrico 0,020 M.  
3.2. Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 100 mL de la disolución de hidróxido de sodio 0,010 M con 25 mL de la disolución de ácido clorhídrico 0,020 M.
4. El cobre metálico reacciona con ácido nítrico concentrado formando dióxido de nitrógeno, nitrato de cobre(II) y agua.  
4.1. Ajuste la reacción iónica y molecular por el método del ion-electrón.  
4.2. Calcule el volumen de una disolución de ácido nítrico comercial del 25,0 % en masa y densidad  $1,15 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$  que reaccionará con 5,0 g de un mineral que tiene un 10 % de cobre.
5. Al mezclar 25 mL de una disolución de  $\text{AgNO}_3$  0,01 M con 10 mL de una disolución de  $\text{NaCl}$  0,04 M se obtiene un precipitado de cloruro de plata.  
5.1. Escriba la reacción que tiene lugar y calcule la cantidad máxima de precipitado que se podría obtener.  
5.2. Describa el procedimiento y nombre el material que utilizaría en el laboratorio para separar el precipitado.

### OPCIÓN B

- 1

# Soluciones

## OPCIÓN A

1. a) Dados los orbitales atómicos 4s, 2d, 5f, 2p, 1p, razona cuáles no pueden existir.  
b) Razona si es correcta la siguiente afirmación: la solubilidad del cloruro de plata (sal poco soluble) es igual en agua pura que en una disolución de cloruro de sodio.

(A.B.A.U. ord. 18)

### Solución:

a) No pueden existir los orbitales 2d y 1p.

Los tres primeros números cuánticos definen las propiedades del orbital atómico:

**n**: principal, indica el nivel de energía. Los valores posibles son números enteros:  $n = 1, 2, 3, \dots$

**l**: secundario, indica la forma del orbital. Los valores posibles son:  $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$ .

**m**: magnético, indica la orientación del orbital. Los valores posibles son:  $m = -l, -l + 1, \dots, -1, 0, 1, \dots, l - 1, l$ .

El último número cuántico:

**s**: spin, indica el sentido de giro del electrón. Los valores posibles son:  $s = +\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ .

Para  $n = 1$ , el único valor posible de **l** es 0 que corresponden al orbital 1s. No existe el orbital 1p.

Para  $n = 2$ , los valores posibles de **l** son 0 y 1 que corresponden a los orbitales 2s y 2p. No existe el orbital 2d.

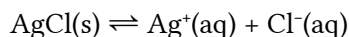
Para  $n = 4$ , los valores posibles de **l** son 0, 1, 2 y 3 que corresponden a los orbitales 4s, 4p, 4d y 4f.

Para  $n = 5$ , los valores posibles de **l** son 0, 1, 2, 3 y 4 que corresponden a los orbitales 5s, 5p, 5d, 5f y 5g.

### Solución:

b) Incorrecta. La solubilidad disminuye en presencia de un ion común.

Para una sal poco soluble, por ejemplo el cloruro de plata, el sólido se encuentra en equilibrio con los iones disueltos.

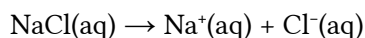


La solubilidad *s* (concentración de la disolución saturada), se puede calcular de la expresión de la constante de equilibrio:

		AgCl	$\rightleftharpoons$	Cl <sup>-</sup>	Ag <sup>+</sup>	
Concentración en el equilibrio	[X] <sub>e</sub>			<i>s</i>	<i>s</i>	mol/dm <sup>3</sup>

$$K_s = [\text{Cl}^-] \cdot [\text{Ag}^+] = s \cdot s = s^2$$

El cloruro de sodio es un electrolito fuerte que, en disoluciones diluidas, está totalmente disociado.



Al añadir a una disolución de cloruro de plata en equilibrio una cantidad de cloruro de sodio, que se disuelve totalmente, el equilibrio se desplaza, siguiendo la ley de Le Chatelier, en el sentido de consumir el ion cloruro extra y de formar mayor cantidad de precipitado de cloruro de plata, dejando menos iones plata en la disolución.

2. a) Explica la hibridación del átomo central en la molécula de BeCl<sub>2</sub>.  
b) Dada la reacción: 2-propanol → propeno + agua, escribe las fórmulas semidesarrolladas de los compuestos orgánicos e identifica el tipo de reacción.

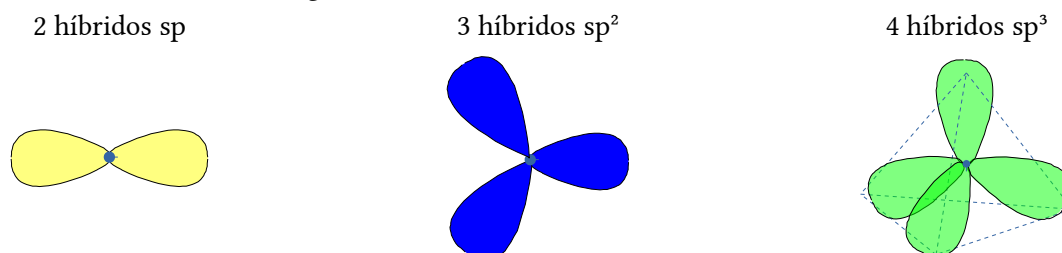
(A.B.A.U. ord. 18)

### Solución:

En la teoría de la hibridación, los orbitales s, p<sub>x</sub>, p<sub>y</sub> y p<sub>z</sub>, soluciones de la ecuación de onda para determinadas condiciones regidas por los números cuánticos **n**, **l** es **m**, pueden ser sustituidos por ciertas combinaciones lineales de ellas llamadas orbitales híbridos.

Combinando los orbitales s y p se pueden formar tres tipos de orbitales híbridos:

- 2 orbitales  $sp$ , formados por la hibridación del orbital  $s$  y un orbital  $p$ . Están dirigidos en sentidos opuestos de una línea recta, formando un ángulo de  $180^\circ$ .  
(Quedan dos orbitales  $p$  sin hibridar, que podrían formar parte de los enlaces  $\pi$ ).
- 3 orbitales  $sp^2$ , formados por la hibridación del orbital  $s$  y dos orbitales  $p$ . Están dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilátero, formando ángulos de  $120^\circ$ .  
(Queda un orbital  $p$  sin hibridar que podría ser parte de un enlace  $\pi$ ).
- 4 orbitales  $sp^3$ , formados por la hibridación del orbital  $s$  y los tres orbitales  $p$ . Están dirigidos hacia los vértices de un tetraedro, formando ángulos de  $109,5^\circ$ .



Molécula de cloruro de berilio:  $\text{BeCl}_2$ .

La configuración electrónica del átomo de berilio ( $Z = 4$ ) en el estado fundamental es  $1s^2 2s^2$ , pero para poder enlazarse tiene que separar, («desaparear») los dos electrones, elevando uno de ellos al orbital  $2p$ . El coste de energía de excitación se compensa con la energía de los enlaces que se van a formar.

La configuración electrónica del átomo de berilio excitado es  $1s^2 2s^1 2p^1$ .

Al tener dos electrones desapareados, puede formar dos enlaces. Para ello, los dos orbitales  $s$  y  $p_x$  se hibridan, dando lugar a dos orbitales híbridos  $sp$  que se disponen linealmente en sentidos opuestos.

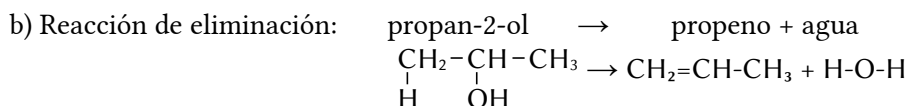
Al compartir cada una de los electrones que ocupan estos orbitales híbridos, con un electrón desapareado de un átomo de cloro, se forma la molécula de  $\text{BeCl}_2$  que es lineal.

El diagrama de Lewis para la molécula de  $\text{BeCl}_2$  es:  $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:Be:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$

La forma de la molécula es lineal, con un ángulo  $\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$  de  $180^\circ$ .

(La molécula de  $\text{BeCl}_2$  es una excepción a la regla del octeto, que establece que los átomos tienden a formar enlaces de manera que cada átomo tenga ocho electrones en su capa de valencia. En el átomo de berilio solo hay cuatro, (dos pares de) electrones).

### Solución:



3. Calcula:

- El pH de una disolución de hidróxido de sodio de concentración  $0,010 \text{ mol/dm}^3$ .
- El pH de una disolución de ácido clorhídrico de concentración  $0,020 \text{ mol/dm}^3$ .
- El pH de la disolución obtenida al mezclar  $100 \text{ cm}^3$  de la disolución de hidróxido de sodio de concentración  $0,010 \text{ mol/dm}^3$  con  $25 \text{ cm}^3$  de la disolución de ácido clorhídrico de concentración  $0,020 \text{ mol/dm}^3$ .

Dato:  $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ .

(A.B.A.U. ord. 18)

Rta.: a)  $\text{pH} = 12$ ; b)  $\text{pH} = 1,7$ ; c)  $\text{pH} = 11,6$ ,

### Datos

Concentración de la disolución de  $\text{NaOH}$

Volumen que se mezcla de la disolución de  $\text{NaOH}$

Concentración de la disolución de  $\text{HCl}$

Volumen que se mezcla de la disolución de  $\text{HCl}$

### Incógnitas

pH de la disolución de  $\text{NaOH}$

### Cifras significativas: 3

$[\text{NaOH}] = 0,0100 \text{ mol/dm}^3$

$V_b = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$

$[\text{HCl}] = 0,0200 \text{ mol/dm}^3$

$V_a = 25,0 \text{ cm}^3 = 25,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$

$\text{pH}_b$

### Incógnitas

pH de la disolución de HCl

pH<sub>a</sub>

pH de la mezcla

pH<sub>3</sub>

### Ecuaciones

pH

$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$

pOH

$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

Producto iónico del agua

$K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ ;  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

### Solución:

a) El hidróxido de sodio es una base fuerte que se disocia totalmente:



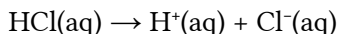
El pOH de la disolución de NaOH valdrá:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[\text{NaOH}] = -\log(0,0100) = 2,000$$

Por tanto, su pH será:

$$\text{pH} = 14,000 - \text{pOH} = 14,000 - 2,000 = 12,000$$

b) El ácido clorhídrico es un ácido fuerte que se disocia totalmente:



El pH de la disolución de HCl valdrá:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log[\text{HCl}] = -\log(0,0200) = 1,700$$

c) Se estudia la reacción entre el HCl y el NaOH para ver qué reactivo está en exceso,

En 25 cm<sup>3</sup> de la disolución de HCl hay:  $n = 0,0250 \text{ dm}^3 \cdot 0,0200 \text{ mol/dm}^3 = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCl}$

En 100 cm<sup>3</sup> de la disolución de NaOH hay:  $n' = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 0,0100 \text{ mol/dm}^3 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$

Suponiendo volúmenes aditivos

$$V_t = 25,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} + 100 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH} = 125 \text{ cm}^3 = 0,125 \text{ dm}^3 \text{ de mezcla.}$$

		HCl	NaOH	→	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> O	
$n_0$	Cantidad inicial	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$1,00 \cdot 10^{-3}$		0	0		mol
$n_r$	Cantidad que reacciona o se forma	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$	mol
$n_f$	Cantidad al final de la reacción	0	$5,0 \cdot 10^{-4}$		$5,00 \cdot 10^{-4}$	$5,00 \cdot 10^{-4}$		mol

La concentración final de hidróxido de sodio es:

$$[\text{NaOH}] = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaOH} / 0,125 \text{ dm}^3 \text{ D} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

El pOH de la disolución final valdrá:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[\text{NaOH}] = -\log(4,0 \cdot 10^{-3}) = 2,40$$

Por tanto, su pH será:

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,000 - 2,40 = 11,60$$

4. El cobre metálico reacciona con ácido nítrico concentrado formando dióxido de nitrógeno, nitrato de cobre(II) y agua.

a) Ajusta la reacción iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcula el volumen de una disolución de ácido nítrico comercial del 25,0 % en masa y densidad 1,15 g·cm<sup>-3</sup> que reaccionará con 5,0 g de un mineral que tiene un 10 % de cobre.

(A.B.A.U. ord. 18)

**Rta.:** a)  $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{NO}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ ; b)  $V_a = 6,90 \text{ cm}^3$ .

**Datos**

HNO<sub>3</sub>: riqueza  
 densidad  
 Masa del mineral de cobre  
 Riqueza del mineral de cobre  
 Masa molar: cobre  
 ácido nítrico

**Cifras significativas: 3**

$R = 25,0 \%$   
 $\rho = 1,15 \text{ g/cm}^3$   
 $m = 5,00 \text{ g Cu}$   
 $r = 10,0 \%$   
 $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$   
 $M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$

**Incógnitas**

Volumen de disolución de HNO<sub>3</sub> necesario para reaccionar con el cobre  $V_d$

**Otros símbolos**

Cantidad de sustancia (número de moles)  $n$

**Ecuaciones**

De estado de los gases ideales  $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

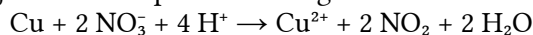
**Solución:**

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:

Oxidación:  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Reducción:  $\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la segunda semirreacción por 2 y sumando.



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 2 NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de cobre que hay en 5,0 g del mineral:

$$n(\text{Cu}) = 5,00 \text{ g mineral} \cdot \frac{10,0 \text{ g Cu}}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,00787 \text{ mol Cu}$$

Se calcula la cantidad de ácido nítrico, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n(\text{HNO}_3) = 0,00787 \text{ mol Cu} \cdot \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Cu}} = 0,0315 \text{ mol HNO}_3$$

Se calcula el volumen de disolución de ácido nítrico comercial que se necesita:

$$V_d = 0,0315 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g D HNO}_3}{25,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3}{1,15 \text{ g D HNO}_3} = 6,90 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$$

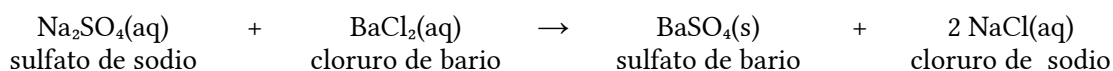
5. Al mezclar 25 cm<sup>3</sup> de una disolución de AgNO<sub>3</sub> de concentración 0,01 mol/dm<sup>3</sup> con 10 cm<sup>3</sup> de una disolución de NaCl de concentración 0,04 mol/dm<sup>3</sup> se obtiene un precipitado de cloruro de plata.

- Escribe la reacción que tiene lugar y calcula la cantidad máxima de precipitado que se podría obtener.
- Describe el procedimiento y nombra el material que utilizarías en el laboratorio para separar el precipitado.

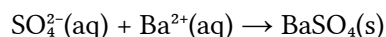
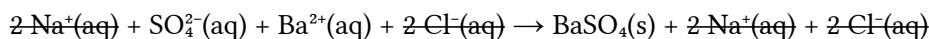
(A.B.A.U. ord. 18)

**Solución:**

a) Se escribe la ecuación de la reacción química ajustada:



Se ionizan los compuestos solubles y se escribe la reacción iónica de precipitación del sulfato de bario:



Cálculo de la cantidad de precipitado (suponiendo 2 cifras significativas).

Se calcula la masa de sulfato de bario que debería obtenerse a partir de los datos de las disoluciones de cloruro de bario y sulfato de sodio.

Para la determinación del reactivo limitante, se calculan las cantidades iniciales de los reactivos.

Se calcula la cantidad de uno de ellos necesaria para reaccionar completamente con el otro, mirando la ecuación ajustada de la reacción.

Se identifica al reactivo limitante, comprobando si la cantidad necesaria es mayor o menor que la que hay.

Se calculan las cantidades iniciales de los reactivos:

$$n_0(\text{BaCl}_2) = 10 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,010 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol BaCl}_2$$

$$n_0(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 40 \text{ cm}^3 \text{ D } \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \frac{0,010 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

Se calcula la cantidad de sulfato de sodio necesaria para reaccionar con el cloruro de bario, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

Como la cantidad necesaria,  $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ , es menor que la inicial,  $4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ , el reactivo limitante no es el sulfato de sodio sino el cloruro de bario.

Se calcula la masa de sulfato de bario que se espera obtener, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$m = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol BaCl}_2 \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} \frac{233 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} = 0,023 \text{ g BaSO}_4$$

### Procedimiento

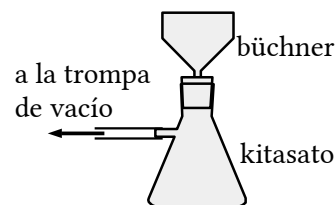
Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner, ajustándolo para no dejar orificios libres, y se humedece con agua para que quede adherido.

Se ajusta el embudo büchner sobre un matraz kitasato y se conecta la rama lateral del kitasato a una trompa de vacío.

Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido) en el embudo. Se echa más agua sobre el precipitado que aún queda en el vaso para llevarlo al embudo.

Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se desencaja el embudo y se cierra la llave.

Se quita el papel de filtro y se deja a secar un día o dos.



### Material

Vasos de precipitados (2), varilla de vidrio, embudo büchner, matraz kitasato, papel de filtro.

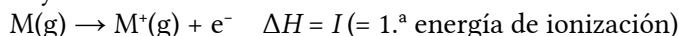
## OPCIÓN B

1. a) Ordena razonadamente de menor a mayor primera energía de ionización, los átomos Al, B, C, K y Na.
- b) Dados los compuestos HF y HCl, justifica cuál presentará un punto de ebullición más alto.

(A.B.A.U. ord. 18)

**Solución:**

La primera energía de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo a un mol de elemento en estado gaseoso y fundamental



Es una propiedad periódica. Disminuye a medida que se desciende en un grupo debido al aumento del radio atómico.

$$I(K) < I(Na)$$

$$I(Al) < I(B)$$

Aumenta hacia la derecha en el período por la disminución del radio atómico y el aumento de la carga nuclear.

$$I(B) < I(C)$$

$$I(Na) < I(Al)$$

El orden final es:

$$I(K) < I(Na) < I(Al) < I(B) < I(C)$$

### **Solución:**

Se consideran tres tipos de fuerzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo y puentes de hidrógeno.

- Las fuerzas de dispersión o de Van der Waals están presentes en todos los compuestos covalentes. En principio son las más débiles, pero aumentan considerablemente con la masa molecular del compuesto.
- Las siguientes en intensidad son las fuerzas dipolo-dipolo. Aparecen en compuestos que tengan moléculas con momento dipolar. Para que haya momento dipolar en uno enlace debe haber una diferencia de electronegatividad entre los átomos que une. Además, las moléculas deben tener una asimetría que permita que los vectores momento dipolar de los enlaces no se anulen.
- Las de mayor intensidad son los llamados puentes de hidrógeno o enlaces de hidrógeno. Las presentan moléculas que contienen átomos pequeños (del segundo período) muy electronegativos (N, O y F) unidos a átomos de hidrógeno.

Fluoruro de hidrógeno: HF.

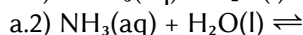
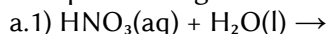
Las moléculas de fluoruro de hidrógeno están unidas por puentes de hidrógeno que son fuerzas de mayor intensidad que las de dipolo-dipolo (que también están presentes en ellas) y que las de Van der Waals, ya que contienen átomos de hidrógeno unidos a un elemento electronegativo del segundo período (el flúor) y presenta momento dipolar.

Cloruro de hidrógeno: HCl.

La molécula de cloruro de hidrógeno no cumple el requisito para presentar puentes de hidrógeno, porque el cloro tiene un radio atómico más grande y el momento dipolar de la molécula es menor porque el cloro es menos electronegativo que el flúor. Aunque la masa molar del HCl es mayor que la del HF, el mayor valor de las fuerzas de dispersión no compensa la intensidad de la fuerza de los enlaces de hidrógeno.

Como las fuerzas intermoleculares del HF son mucho más intensas que las del HCl, su temperatura de ebullición es más alta.

2. a) Completa las siguientes reacciones e identifica los pares conjugados ácido-base.



b) Para los compuestos:

b.1.1) 2-pentanol, b.1.2) dietiléter, b.1.3) ácido 3-metilbutanoico, b.1.4)propanamida:

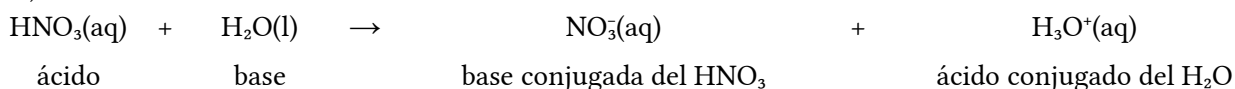
b.1) Escribe sus fórmulas semidesarrolladas.

b.2) Razona si alguno puede presentar isomería óptica.

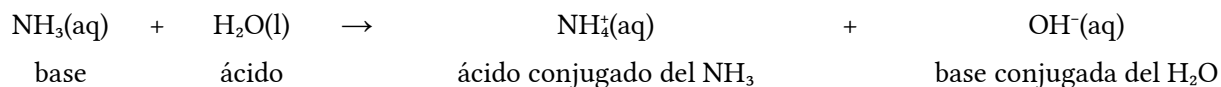
(A.B.A.U. ord. 18)

### **Solución:**

a.1)

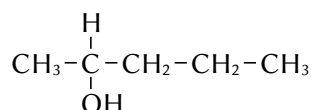


a.2)

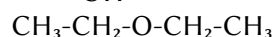


### Solución:

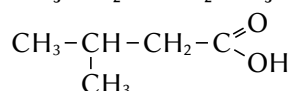
b.1.1) 2-Pentanol (pentan-2-ol):



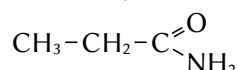
b.1.2) Dietiléter:



b.1.3) Ácido 3-metilbutanoico:



b.1.4) Propanamida:



b.2) Presenta isomería óptica el pentan-2-ol porque tiene un carbono asimétrico. El carbono 2 está unido a cuatro grupos distintos: metilo (-CH<sub>3</sub>), hidrógeno (-H), hidroxilo (-OH) y propilo (-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>).

3. Se realiza la electrolisis de una disolución de cloruro de hierro(III) haciendo pasar una corriente de 10 amperios durante 3 horas. Calcula:
- Los gramos de hierro depositados en el cátodo.
  - El tiempo que tendría que pasar la corriente para que en el ánodo se desprendan 20,5 L de Cl<sub>2</sub> gas medidos a 25 °C de temperatura y 1 atm de presión.

Datos:  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$   
constante de Faraday,  $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

(A.B.A.U. ord. 18)

**Rta.:** a)  $m = 20,8 \text{ g Fe}$ ; b)  $t = 4,5 \text{ h}$ .

### Datos

Intensidad de corriente eléctrica

Tiempo para la masa de Fe depositada

Gas cloro:            presión

temperatura

volumen

Constante de los gases ideales

Masa atómica del hierro

### Incógnitas

Masa de Fe depositada

Tiempo que se tarda en desprender el Cl<sub>2</sub>

### Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

### Ecuaciones

Ecuación de los gases ideales

Intensidad de corriente eléctrica

### Cifras significativas: 3

$I = 10,0 \text{ A}$

$t = 3,00 \text{ h} = 1,08 \cdot 10^4 \text{ s}$

$p = 1,00 \text{ atm}$

$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$

$V = 20,5 \text{ dm}^3$

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$

$m(\text{Fe})$

$t$

$n$

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$I = Q / t$



### Solución:

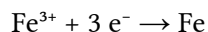
a) Se calcula la carga eléctrica con la expresión de la intensidad:

$$Q = I \cdot t = 10,0 \text{ A} \cdot 1,08 \cdot 10^4 \text{ s} = 1,08 \cdot 10^5 \text{ C}$$

Se calcula la cantidad de electrones equivalente:

$$n(e^-) = 1,08 \cdot 10^5 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}} = 1,12 \text{ mol } e^-$$

La reacción en el cátodo es:



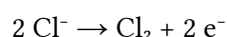
Se calcula la masa hierro, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$m(\text{Fe}) = 1,12 \text{ mol } e^- \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{3 \text{ mol } e^-} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1,00 \text{ mol Fe}} = 20,8 \text{ g Fe}$$

b) Se calcula la cantidad de cloro, suponiendo comportamiento ideal para el gas:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 20,5 \text{ dm}^3}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,839 \text{ mol Cl}_2$$

La reacción en el ánodo es:



Se calcula la cantidad de electrones necesaria para que se desprenda esa cantidad de cloro, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n(e^-) = 0,839 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } e^-}{1 \text{ mol Cl}_2} = 1,68 \text{ mol } e^-$$

Se calcula la carga eléctrica equivalente:

$$Q = 1,68 \text{ mol } e^- \cdot \frac{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}}{1 \text{ mol } e^-} = 1,62 \cdot 10^5 \text{ C}$$

Se calcula el tiempo con la expresión de la intensidad:

$$I = \frac{Q}{t} \Rightarrow t = \frac{Q}{I} = \frac{1,62 \cdot 10^5 \text{ C}}{10 \text{ A}} = 1,62 \cdot 10^4 \text{ s} = 4,5 \text{ h}$$

4. En un reactor de 10 L se introducen 2,5 moles de  $\text{PCl}_5$  y se calienta hasta  $270^\circ\text{C}$ , produciéndose la siguiente reacción:  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . Una vez alcanzado el equilibrio se comprueba que la presión en el reactor es de 15,7 atm. Calcula:

a) El número de moles de todas las especies presentes en el equilibrio.

b) El valor de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  a dicha temperatura.

Datos:  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $1 \text{ atm} = 101,3 \text{ kPa}$ .

(A.B.A.U. ord. 18)

**Rta.:** a)  $n(\text{PCl}_5) = 1,48 \text{ mol PCl}_5$ ;  $n(\text{PCl}_3) = n(\text{Cl}_2) = 1,02 \text{ mol}$ ; b)  $K_c = 0,0708$ ;  $K_p = 3,15$ .



### Datos

Cantidad inicial de  $\text{PCl}_5$

Gas: volumen

temperatura

Presión total en el equilibrio

Constante de los gases ideales

### Incógnitas

Concentraciones de cada especie en el equilibrio

Constantes de equilibrio

### Otros símbolos

Cantidad de la sustancia X en el equilibrio

### Cifras significativas: 3

$$n_0(\text{PCl}_5) = 2,50 \text{ mol}$$

$$V = 10,0 \text{ dm}^3$$

$$t = 270^\circ\text{C} = 543 \text{ K}$$

$$p = 15,7 \text{ atm}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$[\text{PCl}_5], [\text{PCl}_3], [\text{Cl}_2]$$

$$K_c, K_p$$

$$n_e(\text{X})$$

### Ecuaciones

Concentración de la sustancia X

$$[X] = n(X) / V$$

Ecuación de estado de los gases ideales

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Constantes del equilibrio:  $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$

$$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b} \quad K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$$

### Solución:

a) Suponiendo comportamiento ideal para los gases:

$$n_{et} = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{15,7 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 543 \text{ K}} = 3,52 \text{ mol de gases en el equilibrio}$$

La ecuación de disociación es:



Se llama  $x$  a la cantidad de  $\text{PCl}_5$  disociada. Por la estequiometría de la reacción,

		$\text{PCl}_5$	$\rightleftharpoons$	$\text{PCl}_3$	$\text{Cl}_2$	
Cantidad inicial	$n_0$	$n_0$		0	0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	$n_r$	$x$	$\rightarrow$	$x$	$x$	mol
Cantidad en el equilibrio	$n_e$	$n_0 - x$		$x$	$x$	mol

La cantidad de gas que hay en el equilibrio es:  $n_{et} = n_0 - x + x + x = n_0 + x$

Comparando con el resultado anterior,

$$3,52 = 2,50 + x$$

$$x = 3,52 - 2,50 = 1,02 \text{ moles disociados}$$

Las cantidades en el equilibrio serán:

$$n_e(\text{PCl}_5) = n_0 - x = 2,50 - 1,02 = 1,48 \text{ mol PCl}_5 \text{ en el equilibrio}$$

$$n_e(\text{Cl}_2) = n_e(\text{PCl}_3) = x = 1,02 \text{ mol}$$

Y las concentraciones serán:

$$[\text{PCl}_5]_e = 1,48 \text{ mol PCl}_5 / 10,0 \text{ dm}^3 = 0,148 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2]_e = [\text{PCl}_3]_e = 1,02 \text{ mol} / 10,0 \text{ dm}^3 = 0,102 \text{ mol/dm}^3$$

b) La constante de equilibrio en función de las concentraciones es

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} = \frac{0,102 \cdot 0,102}{0,148} = 0,070 \quad \text{ε (concentraciones en mol/dm}^3\text{)}$$

La constante de equilibrio en función de las presiones es

$$K_p = \frac{p_e(\text{PCl}_3) \cdot p_e(\text{Cl}_2)}{p_e(\text{PCl}_5)} = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot R \cdot T \cdot [\text{Cl}_2]_e \cdot R \cdot T}{[\text{PCl}_5]_e \cdot R \cdot T} = \frac{[\text{PCl}_3]_e \cdot [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e} \cdot R \cdot T = K_c \cdot R \cdot T$$

$$K_p = K_c \cdot R \cdot T = 0,0708 \cdot 0,082 \cdot 543 = 3,15 \text{ (presiones en atm)}$$

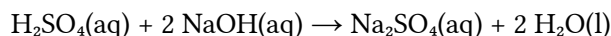
5. En la valoración de 20,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de ácido sulfúrico se gastan 30,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de hidróxido de sodio de concentración 0,50 mol/dm<sup>3</sup>.

a) Escribe la reacción que tiene lugar y calcula la concentración molar del ácido.

b) Describe el procedimiento experimental y nombra el material necesario para realizar la valoración. (A.B.A.U. ord. 18)

### **Solución:**

a) La reacción ajustada es:



Cálculos: Si para neutralizar 30,0 cm<sup>3</sup> de NaOH de concentración 0,50 mol/dm<sup>3</sup> se necesitan 20,0 cm<sup>3</sup> de disolución de ácido sulfúrico, la concentración del ácido es:

$$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 30,0 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH} \frac{0,50 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ D NaOH}} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} \frac{1}{20,0 \text{ cm}^3 \text{ D H}_2\text{SO}_4} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,375 \text{ mol/dm}^3$$

Procedimiento de valoración: Se llena una bureta de 50 cm<sup>3</sup> con la disolución de NaOH de concentración 0,50 mol/dm<sup>3</sup> por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel se encuentre en el cero. Se vierten 30,0 cm<sup>3</sup> en un matraz erlenmeyer de 100 cm<sup>3</sup>. Se añaden dos gotas de fenolftaleína y la disolución tomará un color violeta. Se llena otra bureta de 25 cm<sup>3</sup> con la disolución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Se dejan caer 15 cm<sup>3</sup> sobre el erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en pequeños chorros mientras se hace rotar al erlenmeyer hasta que el contenido del erlenmeyer quede incoloro. Se anota el volumen de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> gastado (p. ej. 20,6 cm<sup>3</sup>) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelven a llenar las buretas de 50 cm<sup>3</sup> con la disolución de NaOH y la de 25 cm<sup>3</sup> con H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> hasta el cero. Se vierten otros 30,0 cm<sup>3</sup> de NaOH en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de fenolftaleína. Se coloca el erlenmeyer bajo la bureta de 25 cm<sup>3</sup> y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. 19,5 cm<sup>3</sup>). Ahora se deja caer el H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> gota a gota mientras se rota el erlenmeyer, hasta que la fenolftaleína pierda el color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma como volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.

Material: Buretas (2) de 25 cm<sup>3</sup> y 50 cm<sup>3</sup> (graduadas en 0,1 cm<sup>3</sup>), matraz erlenmeyer (1) de 100 cm<sup>3</sup>, disolución de fenolftaleína.

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM).

Se consultó al Copilot de Microsoft Edge y se tuvieron en cuenta algunas de sus respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 16/03/24