

CRITERIOS GENERALES DE CORRECCIÓN

1. El alumnado debe reconocer por su símbolo y nombre los elementos de la Tabla Periódica, y saber situar en ella, al menos, los elementos representativos. Deberán ser capaces de reconocer la periodicidad que es característica a la posición de los elementos en la Clasificación Periódica.
2. El alumnado deberá saber nombrar y/o formular, indistintamente, mediante los sistemas usuales, los compuestos químicos sencillos (óxidos, ácidos comunes, sales, compuestos orgánicos sencillos con una única función orgánica, etc.)
3. Si en una cuestión o en un problema se hace referencia a uno o varios procesos químicos, el alumnado deberá ser capaz de escribir estos procesos y ajustarlos adecuadamente. Si no escribe y ajusta correctamente la/s ecuación/es, la cuestión o problema no podrá ser calificado con la máxima puntuación.
4. Cuando sea necesario, se facilitarán las masas atómicas, los potenciales electroquímicos (siempre los de reducción), las constantes de equilibrio, etc. No obstante, el alumno podrá utilizar datos adicionales de conocimiento general.
5. Se valorará positivamente la inclusión de diagramas explicativos, esquemas, gráficas, dibujos, etc. que evidencien madurez de conocimientos químicos. La claridad y coherencia de la expresión, así como el rigor y la precisión en los conceptos involucrados serán igualmente valoradas positivamente.
6. El profesorado específico de la asignatura Química que forma parte de los Tribunales calificadores, en uso de su discrecionalidad, podrá ayudar a resolver las dudas que pudieran suscitarse en la interpretación de los enunciados del examen.
7. Se valorará positivamente la utilización de un lenguaje científico apropiado, la presentación del ejercicio (orden, limpieza), la correcta ortografía y la calidad de redacción. Por errores ortográficos graves, deficiente presentación o redacción podrá bajarse hasta un punto la calificación.

CRITERIOS ESPECIFICOS DE CORRECCIÓN

1. Son de aplicación específica los criterios generales de corrección antes expuestos.
2. En las cuestiones y problemas la evaluación reflejará claramente si se ha utilizado la nomenclatura y formulación correcta, y si los conceptos involucrados se han aplicado adecuadamente.
3. Se valorará fundamentalmente la coherencia del planteamiento, la aplicación de los conceptos y el razonamiento continuado hasta la consecución de las respuestas, teniendo menor valor las manipulaciones matemáticas que conducen a la resolución del ejercicio. La presentación de una mera secuencia de expresiones matemáticas, sin ningún tipo de razonamiento o explicación, no podrá dar lugar a una puntuación máxima. Para los cálculos, se podrá emplear la calculadora.

4. Se valorará positivamente el uso correcto de unidades, especialmente las correspondientes al S.I. (y derivadas) y las que son habituales en Química. Se penalizará la utilización incorrecta de unidades o su ausencia
5. El procedimiento a seguir en la resolución de los ejercicios es libre, no se debería valorar con mayor o menor puntuación el hecho de que se utilicen “factores de conversión”, “reglas de tres”, etc. salvo que en el enunciado se requiera una actuación concreta (p.ej. el método de ion-electrón en el ajuste de reacciones redox). En todo caso, un resultado incorrecto por un error algebraico no debería invalidar un ejercicio. Se penalizarán los resultados manifiestamente incoherentes.
6. En los ejercicios de varios apartados donde la solución obtenida en uno de ellos sea necesaria para la resolución del siguiente, se valorará éste independientemente del resultado del anterior, excepto si el resultado es claramente incoherente.

ANEXOS

1. Con el único propósito de facilitar la labor de los correctores, se adjuntan las soluciones de los ejercicios de los exámenes en varios anexos.
2. El objeto de los anexos no es ofrecer “exámenes perfectos”, sino recopilar brevemente las respuestas correctas.
3. En los anexos se detallan las puntuaciones máximas que los correctores podrán otorgar a cada ejercicio y cada apartado.

BLOQUE A. SOLUCIÓN (Anexo)

A. Solución

[2,00 p.]

a) Equilibrio:

	$\text{CO (g)} + 2 \text{H}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH (g)}$		
Moles iniciales	4,2	8,8	0
En equilibrio	4,2-x	8,8-2x	x

Se conoce la presión parcial del metanol en equilibrio, por lo que, a partir de la ecuación de gases ideales se calcula el número de moles que hay en el equilibrio:

$$P V = n R T \quad \text{si,} \quad V = 10 \text{ L, } P = 5,1 \text{ atm y } T = 300 + 273 = 573 \text{ K}$$

$$n_{\text{MeOH}} = \frac{PV}{RT} = \frac{5,1 \cdot 10}{0,082 \cdot 573} = \mathbf{1,08 \text{ mol metanol} = x}$$

Así, el número de moles para el resto de las especies en equilibrio:

$$n_{\text{CO}} = 4,2 - 1,08 = 3,12 \text{ moles}$$

$$n_{\text{H}_2} = 8,8 - 1,08 \times 2 = 6,64 \text{ moles}$$

La presión parcial que generan ese número de moles, se calcula a través de la ecuación de los gases ideales:

$$P_{\text{CO}} = \frac{nRT}{V} = \frac{3,12 \cdot 0,082 \cdot 573}{10} = \mathbf{14,6 \text{ atm}}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{6,64 \cdot 0,082 \cdot 573}{10} = \mathbf{31,2 \text{ atm}}$$

Finalmente, partiendo de la expresión de la constante de equilibrio K_p ,

$$K_p = \frac{P_{\text{CH}_3\text{OH}}}{P_{\text{CO}} P_{\text{H}_2}^2} = \frac{5,1}{14,6 \cdot 31,2^2} = \mathbf{3,6 \cdot 10^{-4}}$$

[0,75 p.]

b) Según el principio de LeChâtelier, la perturbación de cualquier sistema químico que se encuentra en equilibrio provoca un cambio de composición que contrarresta dicha alteración.

Si aumenta la presión del CO, la reacción se desplazará hacia la formación de los productos; es decir, se generará más metanol. Por lo tanto, la decisión ha sido correcta.

[0,50 p.]

c) Es una reacción redox porque varía el estado de oxidación de los elementos:

El C se reduce, ya que su estado de oxidación pasa de ser +2 (CO) a ser -2 (CH₃OH).

El H se oxida, ya que su estado de oxidación pasa de ser 0 (H₂) a ser +1 (CH₃OH).

[0,50 p.]

d) Simplificando, la entropía es una magnitud termodinámica que cuantifica el desorden del sistema. Como en esta reacción hay más moles gaseosas en los reactivos que en los productos ($\Delta n = -2$), se puede afirmar que el desorden disminuye. Por lo tanto, el incremento de entropía de la reacción será negativo, $\Delta S < 0$.

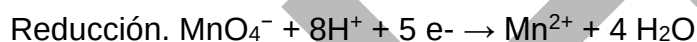
[0,25 p.]

BLOQUE B: SOLUCIONES (Anexo)

B1. Solución

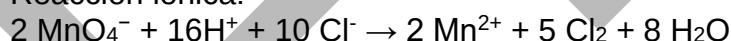
[2,00 p.]

a) Semirreacciones:

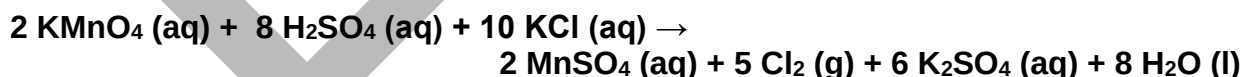


Se multiplica la primera x2 y la segunda x5 para igualar el número de electrones que se intercambian:

Reacción iónica:



Reacción global:



[0,75 p.]

b) Para que la reacción sea espontánea se tiene que cumplir que, $\Delta G = -nFE < 0$, y por lo tanto $E^\circ_{\text{reacción}} > 0$.

Medio ácido:

$$E^\circ_{\text{reacción}} = E^\circ_{\text{reducción}} - E^\circ_{\text{oxidación}} = 1,51 - 1,36 = 0,15 \text{ V} > 0 \text{ Es espontánea}$$

Medio básico:

$$E^{\circ}_{\text{reacción}} = E^{\circ}_{\text{reducción}} - E^{\circ}_{\text{oxidación}} = 0,60 - 1,36 = -0,76 \text{ V} < 0 \text{ No es espontánea}$$

Por lo tanto, la reacción es espontánea en medio ácido pero no en medio básico.

[0,50 p.]

c) Si, PM (KMnO_4) = $39,1 + 54,9 + 16 \times 4 = 158 \text{ g/mol}$,

se emplea la estequiometría de la reacción suponiendo un rendimiento del 100 %:

$$5 \text{ g KMnO}_4 \text{ impuros} \cdot \frac{80 \text{ g KMnO}_4 \text{ puros}}{100 \text{ g impuros}} \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158 \text{ g KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 0,06 \text{ mol Cl}_2$$

Por último, se calcula el volumen del cloro liberado mediante la ecuación de los gases ideales:

$$P V = n R T \quad \text{si, } P = 1 \text{ atm} \quad \text{y} \quad T = 30 + 273 = 303 \text{ K}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,06 \cdot 0,082 \cdot 303}{1} = 1,5 \text{ L Cl}_2$$

[0,75 p.]

B2. Solución

[2,00 p.]

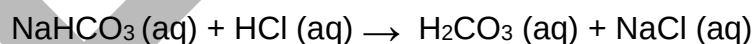
a) Como ácido: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \quad K_a = 4,7 \cdot 10^{-11}$

Como base: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^- \quad K_b = 2,5 \cdot 10^{-8}$

Como $K_b \gg K_a$, el pH de una disolución acuosa 1 M de NaHCO_3 será básico.

[0,75 p.]

b) La reacción de neutralización es la siguiente:



Se sigue la estequiometría de la reacción,

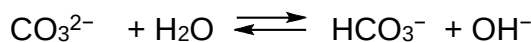
sabiendo que PM (NaHCO_3) = $23 + 1 + 12 + 16 \times 3 = 84 \text{ g/mol}$,

$$1,5 \text{ mol/L HCl} \cdot 0,01 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{84 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} = 1,26 \text{ g NaHCO}_3$$

Los productos que se generan en la reacción son el ácido carbónico (H_2CO_3) y el cloruro de sodio (NaCl). Como el primero es ácido y el segundo no modifica el pH de la disolución, **el pH de la disolución tras del proceso de neutralización seguirá siendo ácido.**

[0,50 p.]

d) Reacción de hidrólisis del ion carbonato:



Conc. inicial	1	0	0
Equilibrio	$1 - x$	x	x

Para calcular la constante de basicidad (K_b) del ion carbonato,

se sabe que para la pareja ácido-base $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$, $K_a = 4,7 \cdot 10^{-11}$

Si $K_w = K_a \cdot K_b = 10^{-14}$, por lo tanto $K_b = 10^{-14} / 4,7 \cdot 10^{-11} = 2,1 \cdot 10^{-4}$

$$K_b = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} = \frac{x^2}{(1-x)} \approx \frac{x^2}{1} = 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ y por lo tanto } x = 0,01 \text{ M}$$

La aproximación es adecuada porque se trata de una base débil.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log [x] = -\log [0,01] = 1,8$$

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

[0,75 p.]

BLOQUE C: SOLUCIONES (Anexo)

C1. Solución

[2,00 p.]

a) Tipos de enlace:

- H_2 : Enlace covalente (molécula covalente)
- HBr : Enlace covalente (molécula covalente)
- KBr : Enlace iónico
- Hg : Enlace metálico

[0,50 p.]

b) Asignación de puntos de ebullición:

H_2 : -253°C

Molécula covalente apolar muy pequeña. Interacciones a superar en el cambio de fase: fuerzas de London (extremadamente débiles). Presenta un punto de ebullición muy bajo.

HBr : -67°C

Molécula covalente polar pequeña. Interacciones a superar en el cambio de fase: fuerzas dipolo-dipolo, más fuertes que las de London. Punto de ebullición bajo.

Hg: 357°C

Elemento metálico. Aunque los metales suelen presentar puntos de ebullición altos, el enlace metálico en el mercurio es relativamente débil, por eso se encuentra en estado líquido a temperatura ambiente. Por lo tanto, su punto de ebullición tampoco es muy alto.

KBr: 1435°C

Compuesto iónico con fuertes interacciones electrostáticas atractivas entre iones. Punto de ebullición alto.

[0,75 p.]

c) Comparación de conductividad

KBr (compuesto iónico):

-Estado sólido: **NO conduce la electricidad**

Los iones K^+ y Br^- están en posiciones fijas y definidas dentro de la red cristalina y no pueden moverse libremente. Por lo tanto, no hay especies cargadas con movilidad.

-Estado fundido (líquido): **SÍ conduce la electricidad**

Al fundir el compuesto, la red cristalina se rompe y los iones K^+ y Br^- quedan "libres" y pueden moverse. Por lo tanto, presenta especies cargadas con cierta movilidad (iones).

Hg (enlace metálico):

-Estado sólido: **SÍ conduce la electricidad**

Los electrones de valencia están deslocalizados a lo largo de toda la red y pueden moverse libremente.

-Estado fundido (líquido): **SÍ conduce la electricidad**

Los electrones siguen deslocalizados incluso en estado líquido, por lo que la conductividad se mantiene.

[0,50 p.]

d) Solubilidad en agua (disolvente polar):

• H_2 : insoluble, al ser una molécula apolar.

•HBr: soluble, al ser una molécula polar.

•KBr: soluble. Al ser un compuesto iónico los iones K^+ y Br^- se solvatan con las moléculas de agua por lo que se separan en el proceso de disolución.

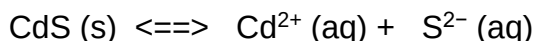
•Hg: insoluble. Enlace metálico fuerte que no permite la disolución.

[0,25 p.]

C2. Solución

[2,00 p.]

a) Equilibrio de solubilidad:



Saturación s s

$$\text{Si, } K_{ps} = [\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] = s^2 = 8 \cdot 10^{-27} \quad s = 8,9 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

Para el cambio de unidades, $M(\text{Cd}^{2+}) = 112,4 \text{ g/mol}$

$$8,9 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L} \cdot \frac{112,4 \text{ g Cd}^{2+}}{1 \text{ mol Cd}^{2+}} \cdot \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 1,0 \cdot 10^{-8} \text{ mg/L}$$

$1,0 \cdot 10^{-8} \text{ mg/L}$ es una concentración mucho más baja que la legislada ($0,002 \text{ mg/L}$).

[0,75 p.]

b) El sulfuro y cloruro de sodio son sales solubles en agua; por lo tanto, se disocian completamente.

En el caso del cloruro de sodio, la solubilidad de la sal aumentará por el efecto salino. Al no presentar iones comunes, la fuerza iónica aumenta reduciendo la interacción entre los iones de la sal original y reduciendo así su capacidad de precipitar.

Por el contrario, al añadir **sulfuro de sodio**, aumenta la concentración de iones sulfuro, generando el **efecto del ion común**. Así, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda; es decir, **la solubilidad del sulfuro de cadmio(II) disminuye**.

[0,50 p.]

c) Primero, se calculan las nuevas concentraciones de Cd^{2+} y S^{2-} :

Como el volumen total es de $5 + 3 = 8 \text{ mL}$,

$$[\text{Cd}^{2+}] = \frac{0,002 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 5 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{8 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 3 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{8 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Del producto de solubilidad, $K_{ps} = 8 \cdot 10^{-27}$

$$Q = [\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] = 1,25 \cdot 10^{-3} \cdot 3,75 \cdot 10^{-3} = 4,625 \cdot 10^{-6}$$

Como $Q \gg K_{ps}$, se generará precipitado.

[0,75 p.]

BLOQUE D: SOLUCIONES (Anexo)

D1. Solución

[2,00 p.]

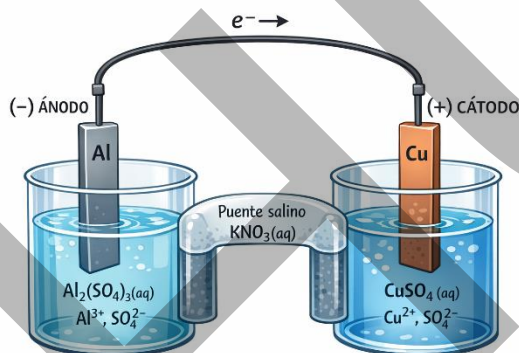
a) Esquema de la pila:

Debe mostrar dos semiceldas conectadas por un puente salino:

- electrodo de Al sumergido en disolución de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- electrodo de Cu sumergido en disolución de CuSO_4

-Puente salino de KNO_3 conectando ambas semiceldas.

-Cable conductor externo conectando los electrodos (con una flecha que indique el sentido de los e^-).



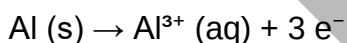
Reacciones:

Como $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V} > E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$

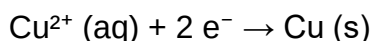
El Cu^{2+} se reducirá (potencial más alto $\rightarrow$ mayor tendencia a reducirse) –

El Al se oxidará (menor potencial $\rightarrow$ mayor tendencia a oxidarse)

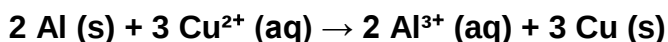
En el ánodo (electrodo negativo) - OXIDACIÓN:



En el cátodo (electrodo positivo) - REDUCCIÓN:



Reacción global



[1,00 p.]

b) Fuerza electromotriz estándar y notación:

$$E^\circ(\text{pila}) = E^\circ(\text{cátodo}) - E^\circ(\text{ánodo})$$

$$E^\circ(\text{pila}) = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al})$$

$$E^\circ(\text{pila}) = (+0,34 \text{ V}) - (-1,66 \text{ V}) = +2,00 \text{ V}$$

Notación de la pila (convención IUPAC):



[0,50 p.]

c) Función del puente salino y migración iónica:

El puente salino cumple una función esencial: permite el paso de iones entre las semiceldas para mantener la neutralidad eléctrica, evitando la acumulación de carga y permitiendo que continúe el flujo de electrones por el circuito externo. Además, evita que se mezclen ambas disoluciones.

Durante el funcionamiento de la pila, en el ánodo, el Al se oxida liberando Al^{3+} a la disolución, por lo que la disolución se carga positivamente. En el cátodo, el Cu^{2+} se reduce depositándose como Cu, por lo que la disolución pierde cationes y se carga negativamente.

- Los iones K^+ migran hacia el cátodo, para compensar la disminución de carga positiva (ya que el Cu^{2+} se está reduciendo).
- Los iones NO_3^- migran hacia el ánodo, para compensar el exceso de carga positiva (debido a la formación de Al^{3+}).

[0,50 p.]

D2. Solución

[2,00 p.]

a) **Ánodo** – electrodo de Au: Oxidación. $\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^-$

Cátodo – pieza metálica: Reducción. $\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$ (sobre la pieza metálica)

[0,50 p.]

b) Primero, se calcula la carga de la corriente empleada:

$$Q = I \cdot t = 2,5 \text{ A} \cdot 55 \text{ min} \cdot 60 \text{ s/min} = 8250 \text{ C}$$

Después, teniendo en cuenta la reacción que tiene lugar en el cátodo y empleando la constante de Faraday:

$$8250 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{3 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{197 \text{ g Au}}{1 \text{ mol Au}} = \mathbf{5,6 \text{ g de Au se depositan}}$$

[0,75 p.]

c) Considerando la nueva masa e intensidad de la corriente empleada:

$$10 \text{ g Au} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{197 \text{ g Au}} \cdot \frac{3 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Au}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 14695 \text{ C}$$

$$Q = I \cdot t = 3 \text{ A} \cdot t = 14695 \text{ C} \quad \text{por lo que } \mathbf{t = 4898 \text{ segundos} = 1,4 \text{ horas}}$$

$$10 \text{ g Au} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{197 \text{ g Au}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ Au átomo}}{1 \text{ mol Au}} = 3,06 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Au se depositan}$$

$$3,06 \cdot 10^{22} / 4898 = \mathbf{6,2 \cdot 10^{18} \text{ Au átomos/segundo}}$$

[0,75 p.]

BLOQUE E: SOLUCIONES (Anexo)

E1 Solución

[2,00 p.]

a) Estructuras de Lewis:

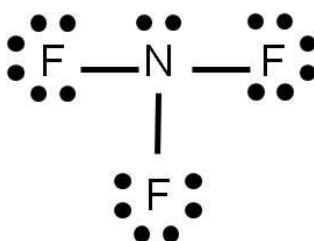
- NF₃:

N (Z=7): 5 electrones de valencia

F (Z=9): 7 electrones de valencia

Total: 5 + (3×7) = 26 electrones de valencia

El átomo de N posee cinco electrones de valencia en su capa más externa; por lo tanto, forma enlaces covalentes simples con tres átomos de F (tres pares de electrones enlazantes). El resto de los electrones de valencia quedan sin compartir, en forma de par no-enlazante (solitario).

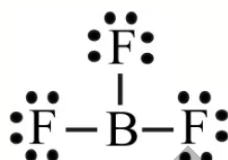


- BF_3 :

B ($Z=5$): 3 electrones de valencia

F ($Z=9$): 7 electrones de valencia

Total: $3 + (3 \times 7) = 24$ electrones de valencia



El átomo de B posee tres electrones de valencia en su capa más externa; por lo tanto, forma enlaces covalentes simples con tres átomos de F (tres pares de electrones enlazantes). A pesar de ello, no completa el octeto (es una excepción). Al formarse esos enlaces simples en los que los átomos de F completan el octeto, los electrones de valencia restantes quedan sin compartir, en forma de par no-enlazante.

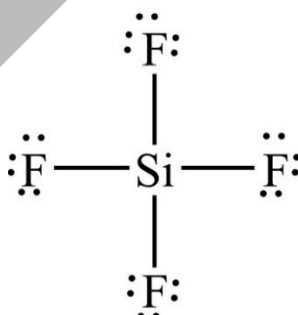
- SiF_4 :

Si ($Z=14$): 4 electrones de valencia

F ($Z=9$): 7 electrones de valencia

Total: $4 + (4 \times 7) = 32$ electrones de valencia

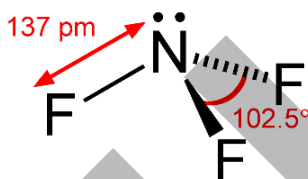
El átomo de Si posee cuatro electrones de valencia en su capa más externa; por lo tanto, forma enlaces covalentes simples con cuatro átomos de F (cuatro pares de electrones enlazantes). Al formarse esos enlaces simples en los que los átomos de F completan el octeto, los electrones de valencia restantes quedan sin compartir, en forma de par no-enlazante.



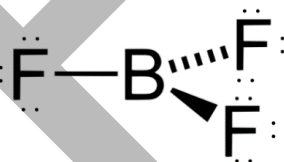
[0,75 p.]

b) Geometrías moleculares y ángulos

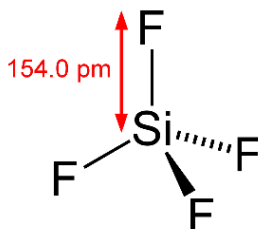
NF₃: En total hay cuatro pares de electrones alrededor del nitrógeno (3 enlazantes + 1 no enlazante). Según RPECV, estos cuatro pares adoptan una geometría electrónica tetraédrica. Como hay un par solitario, la geometría molecular resultante es **piramidal trigonal**. Los tres átomos de flúor forman la base de la pirámide y el nitrógeno está en el vértice. **Los ángulos de enlace son aproximadamente 102° (ligeramente menores que el ángulo tetraédrico ideal de 109,5° debido a la mayor repulsión interelectrónica que genera el par solitario).**



BF₃: En total hay tres pares de electrones enlazantes alrededor del boro. Según RPECV, estos tres pares adoptan una geometría electrónica trigonal plana. Como no hay pares no enlazantes, **la geometría molecular es también trigonal plana**. Los tres átomos de flúor están en el mismo plano que el boro, **con ángulos de enlace de 120°**.



SiF₄: En total hay cuatro pares de electrones enlazantes alrededor del silicio. Según RPECV, estos cuatro pares adoptan una geometría electrónica tetraédrica. Como no hay pares no enlazantes, **la geometría molecular es también tetraédrica**. Los cuatro átomos de flúor ocupan los vértices de un tetraedro con el silicio en el centro, **formando ángulos de enlace de 109,5°**.



[0,75 p.]

c) Molécula polar:

La molécula polar es NF₃.

Las tres moléculas presentan enlaces polares debido a la diferencia de electronegatividad entre el átomo central (N, B o Si) y el flúor. Sin embargo, la polaridad de la molécula también depende de su geometría. En casos como BF₃ y SiF₄, los momentos dipolares de los enlaces se anulan geoméricamente, resultando en una molécula apolar. Sin embargo, NF₃ es una molécula polar.

[0,50 p.]

E2 Solución

[2,00 p.]

a) Ecuación química: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$

Producto A: Etanol

Tipo de reacción: Hidratación

[0,50 p.]

b) Ecuación química: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + [\text{O}] \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHO} + \text{H}_2\text{O}$

[O] = oxidante débil (ej. dicromato de potasio diluido)

Producto B: Etanal (o acetaldehído)

Tipo de reacción: Oxidación

[0,50 p.]

c) Ecuación química: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + [\text{O}] \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH}$

[O] = oxidante fuerte (p. ej., permanganato de potasio)

Producto C: Ácido etanoico (acético)

Tipo de reacción: Oxidación

[0,50 p.]

d) Ecuación química: $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + \text{H}^+ (\text{cat.}) \rightarrow \text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Producto C: Etanoato (acetato) de etilo + agua

Tipo de reacción: Esterificación

[0,50 p.]