

Soluciones paso a paso (nivel PAU) - Química 2º Bach

Nota: En *Cinética 4* el enunciado dice "se han obtenido los siguientes datos...", pero **no aparecen los datos numéricos** en el archivo; sin esa tabla no se puede calcular el orden ni k .

Estructura de la Materia y Sistema Periódico

1)

- a) Configuraciones electrónicas** - Elemento más electronegativo: **F (Z=9)** - F: $1s^2 2s^2 2p^5$ - Elemento más electropositivo (en general, el más abajo a la izquierda): **Fr (Z=87)** - Fr: $[Rn] 7s^1$ - Ion S^{2-} (azufre gana 2 e⁻) - S (Z=16): $[Ne] 3s^2 3p^4$ - $S^{2-}: [Ne] 3s^2 3p^6 = [Ar]$
- b) Números cuánticos del electrón más energético del Mn** - Mn (Z=25): $[Ar] 4s^2 3d^5$ - El electrón "más energético" suele considerarse en el subnivel que se está llenando: **3d**. - Para un electrón 3d: $n = 3, l = 2$ (porque $d \rightarrow l=2$). - En $3d^5$ hay 5 electrones desapareados (regla de Hund): ocupan $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ con el mismo $m_s = +\frac{1}{2}$. - Una combinación válida (por ejemplo): - $n = 3, l = 2, m_l = +2, m_s = +\frac{1}{2}$ (cualquier m_l de -2 a +2 con $m_s=+1/2$ sería aceptable en ese $3d^5$).
- c) Valores posibles de m_l** - 3p: $p \rightarrow l = 1 \Rightarrow m_l = -1, 0, +1$ - 4d: $d \rightarrow l = 2 \Rightarrow m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ - 5f: $f \rightarrow l = 3 \Rightarrow m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$
-

2) Na, Mg, Si y Cl

- a) Números cuánticos del electrón más externo del Na** - Na (Z=11): $[Ne] 3s^1$ - Electrón más externo: $3s - n = 3, l = 0 (s \rightarrow 0), m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$ (puede ser $-1/2$ también, pero se suele poner $+1/2$).
- b) Radio atómico (creciente)** - Están en el **periodo 3**: Na, Mg, Si, Cl. - En un periodo, el radio **disminuye** de izquierda a derecha (más carga nuclear efectiva). - Orden creciente (pequeño \rightarrow grande): - **Cl < Si < Mg < Na**
- c) 1ª energía de ionización (creciente)** - En un periodo, la energía de ionización **aumenta** de izquierda a derecha. - Hay pequeñas "anomalías" típicas (por subnivel p), pero aquí el orden general queda: - **Na < Mg < Si < Cl**
-

3) Z=12 con Z=17

- a) Configuración electrónica (estado fundamental)** - Z=12 \rightarrow **Mg**: $[Ne] 3s^2$ - Z=17 \rightarrow **Cl**: $[Ne] 3s^2 3p^5$

b) Números cuánticos del electrón diferenciador de Z=12 - El electrón diferenciador es el "último" que entra: Mg termina en $3s^2$, el diferenciador es el segundo del 3s. - Para 3s: $n = 3, l = 0, m_l = 0$ - Si es el segundo del par, suele ponerse $m_s = -\frac{1}{2}$. - **(3, 0, 0, -1/2)**

c) Nombre, símbolo y compuesto - Z=12: **Magnesio (Mg)** - Z=17: **Cloro (Cl)** - Mg forma Mg^{2+} , Cl forma $Cl^- \Rightarrow$ compuesto: **MgCl₂ (cloruro de magnesio)**

d) Tipo de enlace - Metal + no metal con transferencia de e⁻ \Rightarrow **enlace iónico.**

4) ¿Pueden ser electrones más externos? ¿de qué átomo?

Reglas rápidas: - l solo puede valer 0, 1, 2, 3 para s,p,d,f. - m_l va de $-l$ a $+l$. - Si $l = 0$, entonces m_l tiene que ser 0.

(2,1,0,+1/2) - $n = 2, l = 1 \Rightarrow$ orbital **2p**, válido. - Puede ser el electrón más externo de un elemento del 2º periodo con p: por ejemplo **B, C, N, O, F, Ne**. - Un ejemplo típico: **F (2p⁵)**.

(3,0,1,+1/2) - $l = 0 \Rightarrow$ es **3s**, pero en s debe ser $m_l = 0$. Aquí $m_l = 1 \Rightarrow$ **imposible**.

(3,2,1,+1/2) - $n = 3, l = 2 \Rightarrow$ **3d**, válido; $m_l = 1$ permitido. - Puede ser un electrón externo (valencia en transición) de metales de transición del 4º periodo (Sc-Zn): por ejemplo **Fe, Co, Ni....**

(4,1,1,+1/2) - $n = 4, l = 1 \Rightarrow$ **4p**, válido; $m_l = 1$ permitido. - Puede ser el electrón más externo de elementos del **periodo 4** del bloque p: **Ga, Ge, As, Se, Br, Kr**.

5) Ionizaciones: $1s^2 2s^1$, $EI_1=520$, $EI_2=7300$ kJ/mol

a) Elemento, grupo y periodo - Configuración $1s^2 2s^1 \Rightarrow$ **Li (Z=3)**. - Grupo **1 (alcalinos)**, periodo **2**.

b) Definición y diferencia grande EI_1 vs EI_2 - Energía de ionización: energía necesaria para arrancar **1 mol** de electrones a **1 mol** de átomos gaseosos. - En Li: - EI_1 quita el electrón **2s** (de valencia) \rightarrow relativamente fácil. - EI_2 quitaría un electrón de Li^+ , que ya tiene configuración **1s²** (tipo gas noble). Quitar uno de **capa interna 1s** cuesta muchísimo \Rightarrow por eso EI_2 es enorme.

c) Tamaños: A, A⁺, A²⁺ (menor \rightarrow mayor) - Cuanto más positiva la carga, **más pequeño** (atrae más fuerte a los e⁻). - Orden: **A²⁺ < A⁺ < A**.

d) ¿Qué elemento tiene la misma configuración que A⁺? - Li: $1s^2 2s^1 - Li^+: 1s^2 \Rightarrow$ misma que **He**.

6) Efecto fotoeléctrico ($\lambda=420$ nm, frecuencia umbral $3,5 \cdot 10^{14}$ Hz)

Paso 1: calcular la frecuencia de la luz: - $\nu = \frac{c}{\lambda} - c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m/s} - \lambda = 420 \text{ nm} = 420 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 4,20 \cdot 10^{-7} \text{ m} - \nu = \frac{3,0 \cdot 10^8}{4,20 \cdot 10^{-7}} \approx 7,14 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$

Paso 2: comparar con la frecuencia umbral: $\nu = 7,14 \cdot 10^{14} > \nu_0 = 3,5 \cdot 10^{14}$

Conclusión: Sí se produce emisión de electrones (hay fotoelectricidad), porque la frecuencia de la luz supera la umbral.

Enlace químico

1) Lewis + geometría + polaridad: CH₄, NH₃, H₂O, HCN

CH₄ (metano) - Lewis: C con 4 enlaces simples a H. - RPECV: 4 regiones electrónicas (4 enlaces) \Rightarrow tetraédrica ($\approx 109,5^\circ$). - Polaridad: enlaces C-H poco polares y la geometría es simétrica \Rightarrow no polar.

NH₃ (amoníaco) - Lewis: N con 3 enlaces N-H y 1 par libre. - 4 regiones (3 enlaces + 1 par libre) \Rightarrow geometría electrónica tetraédrica, molecular piramidal trigonal. - Polar: sí (dipolo neto) \Rightarrow polar.

H₂O (agua) - Lewis: O con 2 enlaces O-H y 2 pares libres. - 4 regiones \Rightarrow electrónica tetraédrica, molecular angular ($\approx 104,5^\circ$). - Polar: sí \Rightarrow polar.

HCN - Lewis: H-C≡N (triple enlace C≡N). - 2 regiones alrededor del C \Rightarrow lineal (180°). - Polar: sí (el extremo N es más electronegativo) \Rightarrow polar.

2) Fuerzas intermoleculares: H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te, H₂

- H₂O tiene **puentes de hidrógeno** (O muy electronegativo + pares libres).
- H₂S, H₂Se, H₂Te no forman puente de hidrógeno “fuerte” (S, Se, Te menos electronegativos).
- H₂ solo tiene fuerzas de dispersión (London).

Mayor atracción intermolecular: H₂O (por puente de hidrógeno).

3) A,B,C,D con Z=9,12,19,34

a) Configuración electrónica - Z=9: **F** $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$ - Z=12: **Mg** $\rightarrow [Ne]3s^2$ - Z=19: **K** $\rightarrow [Ar]4s^1$ - Z=34: **Se** $\rightarrow [Ar]3d^{10} 4s^2 4p^4$

b) Más y menos electronegativo - Más electronegativo: **F** (arriba a la derecha). - Menos electronegativo (de los cuatro): **K** (metal alcalino).

c) Combinación A con C (F con K) - K forma K^+ y F forma $F^- \Rightarrow$ fórmula: **KF**. - Tipo de enlace: **iónico** (metal + no metal, gran diferencia de electronegatividad).

4) Born-Haber (LiF): energía reticular

Datos: - $\Delta H_f^\circ [LiF(s)] = -594,1 \text{ kJ/mol}$ - Sublimación Li: +155,2 - Disociación F₂: +150,6 kJ/mol (pero para 1 mol de F átomos es la mitad) - Ionización Li: +520,0 - Afinidad e⁻ F: -333,0

Paso 1: escribir el ciclo (por 1 mol de LiF(s)) 1) $Li(s) \rightarrow Li(g) + 155,2$ 2) $\frac{1}{2}F_2(g) \rightarrow F(g) + \frac{1}{2} \cdot 150,6 = +75,3$ 3) $Li(g) \rightarrow Li^+(g) + e^- + 520,0$ 4) $F(g) + e^- \rightarrow F^-(g) - 333,0$ 5) $Li^+(g) + F^-(g) \rightarrow LiF(s)$ ΔH_{ret} (energía reticular con el signo del proceso de formación de red)

Paso 2: aplicar Hess

$$\Delta H_f = \Delta H_{sub} + \frac{1}{2}D(F_2) + IE(Li) + AE(F) + \Delta H_{ret}$$

Sustituyendo:

$$-594,1 = 155,2 + 75,3 + 520,0 - 333,0 + \Delta H_{ret}$$

$$\text{Suma: } 155,2 + 75,3 + 520,0 - 333,0 = 417,5$$

$$\Delta H_{ret} = -594,1 - 417,5 = -1011,6 \text{ kJ/mol}$$

Resultado: - Energía reticular *en el sentido de formación de la red* (iones gaseosos \rightarrow sólido): $-1011,6 \text{ kJ/mol}$. - Si te piden "energía reticular" como energía para *separar* la red (sólido \rightarrow iones gas): $+1011,6 \text{ kJ/mol}$.

5) KCl, H₂O, Cl₂ y Na

a) Tipo de enlace - KCl: **iónico** - H₂O: **covalente polar** (y puente H entre moléculas) - Cl₂: **covalente no polar** - Na(s): **metálico**

b) Lewis de las covalentes - H₂O: H-O-H con **2 pares libres** en O. - Cl₂: Cl-Cl con **3 pares libres** en cada Cl.

c) Polaridad del enlace - H-O: O es más electronegativo \Rightarrow enlace **polar**. - Cl-Cl: misma electronegatividad \Rightarrow enlace **no polar**.

d) Geometría y momento dipolar del agua - 4 regiones electrónicas (2 enlaces + 2 pares) \Rightarrow geometría electrónica tetraédrica. - Molecular: **angular** ($\sim 104,5^\circ$). - Como es angular y los enlaces O-H son polares, los dipolos no se cancelan \Rightarrow **momento dipolar $\neq 0$** .

6) H₂S, BCl₃, N₂

a) Lewis - H₂S: H-S-H con 2 pares libres en S. - BCl₃: B central con 3 enlaces a Cl (B con 6 e⁻ alrededor), cada Cl con 3 pares libres. - N₂: N≡N con 1 par libre en cada N.

b) Hibridación y geometría (RPECV) - H₂S: 4 regiones (2 enlaces + 2 pares) \Rightarrow sp³ (electrónica tetraédrica), molecular **angular**. - BCl₃: 3 regiones (3 enlaces) \Rightarrow sp², **trigonal plana** (120°). - N₂: 2 regiones (1 triple enlace cuenta como 1 región + 1 par) \Rightarrow sp, **lineal**.

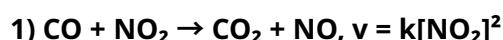
c) Polar / no polar - H₂S: angular \Rightarrow **polar** (aunque menos que H₂O). - BCl₃: trigonal plana simétrica \Rightarrow **no polar**. - N₂: diatómica homonuclear \Rightarrow **no polar**.

d) **Menor punto de fusión** - N₂ es molecular pequeña, no polar → solo London y muy débil ⇒ **menor punto de fusión: N₂**.

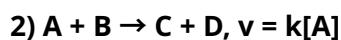
7) ¿Qué se rompe?

- a) **Fundir LiBr (monobromuro de litio)** - Se rompen **interacciones iónicas de la red** (energía reticular).
- b) **Fundir CaO (monóxido de calcio)** - También **red iónica** (muy fuerte).
- c) **Disolver Br₂ en CCl₄** - Br₂ y CCl₄ son no polares: el proceso implica **fuerzas de dispersión (London)**; se rompen y se forman interacciones de ese tipo.
- d) **Evaporar agua** - Se rompen **fuerzas intermoleculares**, sobre todo **puentes de hidrógeno** (no los enlaces covalentes O-H).
-

Cinética química



- a) "La velocidad de desaparición del CO es igual que la de desaparición del NO₂." - Reacción: $CO + NO_2 \rightarrow \dots$ (coeficientes 1 y 1) - Entonces: $-d[CO]/dt = -d[NO_2]/dt = v$ - **Verdadera**.
- b) "k no depende de T porque es fase gaseosa." - **k sí depende** de T (Arrhenius) en cualquier fase. - **Falsa**.
- c) "El orden total es dos." - $v = k[NO_2]^2$ ⇒ orden respecto a NO₂ es 2, respecto a CO es 0. - Orden total = 2. - **Verdadera**.
-



- a) **Si disminuye el volumen a la mitad (T constante)** - En gases, al reducir V a 1/2, las concentraciones se **duplican**. - [A] se duplica ⇒ v = k[A] también se **duplica**.
- b) **Cambiar concentraciones de productos sin cambiar V** - La ley no incluye productos ⇒ en cinética ideal, **no cambia v**.
- c) **Usar un catalizador** - Cambia el mecanismo ⇒ baja Ea ⇒ **aumenta k**, por tanto **aumenta v**.
- d) **Aumentar la temperatura** - Aumenta k (Arrhenius) ⇒ **aumenta v**.
- e) **Orden parcial respecto de B** - B no aparece: orden respecto a B = **0**.
-

3) $A + 2B \rightarrow C$, y si se duplica [A] se duplica la velocidad

b) Órdenes parciales y ley de velocidad - Si al duplicar [A], v se duplica \Rightarrow orden en A = 1. - Dice que solo depende de T y de [A] \Rightarrow orden en B = 0. - $v = k[A]$.

a) ¿Para qué reactivo cambia más deprisa la concentración? - Este apartado es de estequiométría (no de la ley de velocidad). - Para $A + 2B \rightarrow C$: $-d[A]/dt = v$ - $-d[B]/dt = 2v$ - **B disminuye el doble de rápido que A.**

c) Unidades de v y de k - v suele expresarse en $mol\ L^{-1}\ s^{-1}$ (o $M\cdot s^{-1}$). - Si $v = k[A]$ (orden 1 total), entonces: - k tiene unidades de s^{-1} .

d) Si disminuye [A] a T constante - $v = k[A] \Rightarrow$ al bajar [A], **baja v proporcionalmente**.

4) $2A + B \rightarrow C$ (faltan datos)

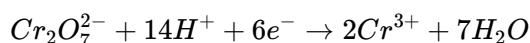
El ejercicio pide hallar órdenes y k "con los siguientes datos...", pero **la tabla no está en el documento**. Si me pasas esos valores (por ejemplo una foto o los números), lo resuelvo en 2 minutos.

Electroquímica

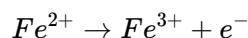
1) Ajuste: $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + FeSO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$

Paso 1: identificar cambios de oxidación - En $Cr_2O_7^{2-}$, Cr está a +6. - En Cr^{3+} (en $Cr_2(SO_4)_3$), Cr está a +3 \Rightarrow **se reduce**. - $FeSO_4$ contiene Fe^{2+} . - $Fe_2(SO_4)_3$ contiene $Fe^{3+} \Rightarrow Fe^{2+}$ pasa a $Fe^{3+} \Rightarrow$ **se oxida**.

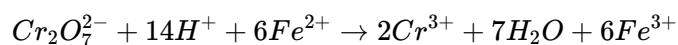
Semirreacciones en medio ácido (forma iónica) - Reducción:



- Oxidación:



Multiplicamos la de Fe por 6 y sumamos:



Paso 2: pasar a forma molecular con sulfatos y potasio - $K_2Cr_2O_7$ aporta $Cr_2O_7^{2-}$ y $2K^+$. - H_2SO_4 aporta H^+ y SO_4^{2-} . - $FeSO_4$ aporta Fe^{2+} y SO_4^{2-} . - Productos: K_2SO_4 , $Cr_2(SO_4)_3$, $Fe_2(SO_4)_3$, H_2O .

Una forma ajustada típica es:



(Se puede comprobar: K 2-2; Cr 2-2; Fe 6-6; S: 7+6=13 a la derecha 1+3+9=13; O y H cuadran.)

a) Quién se oxida y quién se reduce - Se oxida: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$ - Se reduce: $Cr^{6+} \rightarrow Cr^{3+}$

b) Masa de $Cr_2(SO_4)_3$ a partir de 5 g de $K_2Cr_2O_7$ (60% rendimiento) 1) Moles de $K_2Cr_2O_7$: - $M(K_2Cr_2O_7) = 2 \cdot 39,10 + 2 \cdot 52,00 + 7 \cdot 16,00 = 78,20 + 104,00 + 112,00 = 294,20 \text{ g/mol}$ - $n = 5,00 / 294,20 = 0,0170 \text{ mol}$ (aprox.)

2) Relación estequiométrica: - 1 mol $K_2Cr_2O_7$ produce 1 mol $Cr_2(SO_4)_3$. - n teórica de $Cr_2(SO_4)_3 = 0,0170 \text{ mol}$.

3) Pasar a gramos: - $M(Cr_2(SO_4)_3) = 2 \cdot 52,00 + 3 \cdot (32,07 + 4 \cdot 16,00) = 104,00 + 3 \cdot (32,07 + 64,00) = 104,00 + 3 \cdot 96,07 = 104,00 + 288,21 = 392,21 \text{ g/mol}$ - m teórica = $0,0170 \cdot 392,21 \approx 6,67 \text{ g}$

4) Rendimiento 60%: - m real = $0,60 \cdot 6,67 \approx 4,00 \text{ g}$

Resultado: $m \approx 4,0 \text{ g de } Cr_2(SO_4)_3$

2) Pila: $Sn(s)/Sn^{2+} \parallel Ag^+/Ag(s)$

a) Ánodo, cátodo y sentido de e^- - Potenciales típicos: Ag^+/Ag es más positivo que Sn^{2+}/Sn . - Entonces Ag^+ se **reduce** (cátodo) y Sn se **oxida** (ánodo). - **Ánodo:** $Sn(s) \rightarrow Sn^{2+} + 2e^-$ - **Cátodo:** $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag(s)$ - Los electrones van por el circuito externo **del Sn al Ag**.

b) Semirreacciones - Oxidación (ánodo): $Sn(s) \rightarrow Sn^{2+}(ac) + 2e^-$ - Reducción (cátodo): $2Ag^+(ac) + 2e^- \rightarrow 2Ag(s)$ - Global: $Sn(s) + 2Ag^+(ac) \rightarrow Sn^{2+}(ac) + 2Ag(s)$

3) $Zn^{2+}/Zn = -0,76 \text{ V}$ y $Fe^{3+}/Fe^{2+} = -0,44 \text{ V}$

Idea clave: el que tenga E° más alto se reduce más fácilmente.

a) Añadir $Zn(s)$ a $FeSO_4$ (Fe^{2+}) - Aquí solo hay Fe^{2+} , no Fe^{3+} . - Para que Zn reduzca algo, tendría que reducir Fe^{2+} a $Fe(s)$: - Fe^{2+}/Fe tiene $E^\circ \approx -0,44 \text{ V}$ (dato no dado, pero se suele saber que es mayor que Zn^{2+}/Zn). - Comparación habitual: Zn es más reductor que $Fe \Rightarrow Zn$ podría reducir Fe^{2+} a $Fe(s)$. - Con los datos dados (Fe^{3+}/Fe^{2+}) no podemos demostrarlo numéricamente para Fe^{2+}/Fe . - **Conclusión PAU razonable:** el Zn tenderá a oxidarse a Zn^{2+} y puede depositarse Fe metálico si el potencial global es positivo (se necesitaría $E^\circ(Fe^{2+}/Fe)$).

b) Añadir $Cu(s)$ ($E^\circ Cu^{2+}/Cu = +0,34 \text{ V}$) a $FeSO_4$ (Fe^{2+}) - Cu no va a reducir Fe^{2+} (Cu es menos reductor que Zn y, además, para oxidarse Cu a Cu^{2+} tendría que haber un oxidante fuerte). - En presencia solo de Fe^{2+} , **no ocurre reacción redox apreciable**.

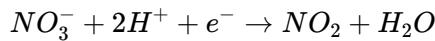
Si quieras, te lo dejo "blindado" en formato PAU con los potenciales que faltan (Fe^{2+}/Fe) en cuanto me confirmes si en tu temario lo dais o si el profe espera la comparación cualitativa.

4) Oxidación HCl con $HNO_3 \rightarrow Cl_2 + NO_2 + H_2O$

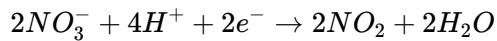
a) Ajuste por ion-electrón (medio ácido) - Oxidación (Cl^- a Cl_2):



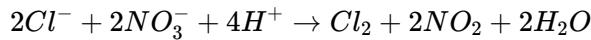
- Reducción (nitrato a NO₂):



Multiplicamos la reducción por 2 para tener 2e⁻:

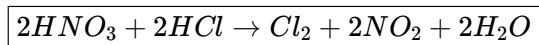


Sumamos con la oxidación:



Pasando a forma molecular con ácidos: - *HCl* aporta Cl⁻ y H⁺, *HNO₃* aporta NO₃⁻ y H⁺.

Ecuación molecular:



b) Volumen de Cl₂ a 17 °C y 720 mmHg Datos: - 100 mL de HCl 1 M $\Rightarrow n(HCl) = 0,100 \text{ L} \cdot 1 \text{ mol/L} = 0,100 \text{ mol}$ - HNO₃ en exceso \Rightarrow el limitante es HCl.

Estequiometría: - 2 mol HCl \rightarrow 1 mol Cl₂ - n(Cl₂) = 0,100 / 2 = **0,0500 mol**

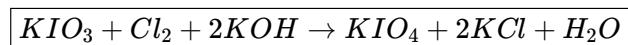
Gas ideal: - T = 17 °C = 290 K - P = 720 mmHg = 720/760 atm = 0,947 atm - R = 0,08206 L·atm·mol⁻¹·K⁻¹

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,0500 \cdot 0,08206 \cdot 290}{0,947} \approx 1,25 \text{ L}$$

Resultado: $V \approx 1,25 \text{ L de } Cl_2$

5) KIO₃ + Cl₂ + KOH \rightarrow KIO₄ + KCl + H₂O (ajuste y volumen con 72 g de Cl₂)

Ajuste en medio básico (resultado final) Una ecuación ajustada correcta es:



(Comprobación rápida: K:3-3; I:1-1; Cl:2-2; O:3+2=5-4+1=5; H:2-2.)

Cálculo de volumen (CN) del gas producido El enunciado dice: "Calcula el volumen en condiciones normales que obtendremos al hacer reaccionar 72 g de Cl₂". - El gas relevante aquí es **Cl₂ consumido**, no producido. Si lo que piden es el volumen **correspondiente a 72 g de Cl₂** (a CN), se hace así:

1) Moles de Cl₂: - M(Cl₂)=70,90 g/mol - n = 72 / 70,90 $\approx 1,016 \text{ mol}$

2) En CN, 1 mol gas $\approx 22,4 \text{ L}$ - V(Cl₂) = 1,016·22,4 $\approx 22,8 \text{ L}$

Resultado: $V \approx 22,8 \text{ L (CN)}$

(Si lo que tu profe quería era el volumen de algún gas "obtenido" distinto, dime cuál: aquí solo aparece agua líquida y sales.)

Termoquímica



Paso 1: ΔH° por entalpías de formación

$$\Delta H^\circ = \sum \nu \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \nu \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

Datos: - $\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3(\text{g})) = -46,15$ - $\Delta H_f^\circ(\text{NO}(\text{g})) = +90,29$ - $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,58$ - $\Delta H_f^\circ(\text{O}_2(\text{g})) = 0$

Productos: - 4 NO: $4 \cdot 90,29 = 361,16$ - 6 $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$: $6 \cdot (-285,58) = -1713,48$ - Suma productos = $361,16 - 1713,48 = -1352,32 \text{ kJ}$

Reactivos: - 4 NH_3 : $4 \cdot (-46,15) = -184,60$ - 5 O_2 : 0 - Suma reactivos = **-184,60 kJ**

$$\Delta H^\circ = -1352,32 - (-184,60) = \boxed{-1167,72 \text{ kJ}}$$

Paso 2: pasar a ΔU Relación:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_{\text{gas}} RT$$

- Solo cuentan gases. - Productos gas: $4 \text{NO} \rightarrow 4$ - Reactivos gas: $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 9$ - $\Delta n_{\text{gas}} = 4 - 9 = -5$

Entonces:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n_{\text{gas}} RT = \Delta H - (-5)RT = \Delta H + 5RT$$

Con $R=8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $T=273 \text{ K}$: $-5RT = 5 \cdot 8,31 \cdot 273 = 11343 \text{ J} \approx \mathbf{11,34 \text{ kJ}}$

$$\Delta U \approx -1167,72 + 11,34 = \boxed{-1156,38 \text{ kJ}}$$

2) Combustión del propano

Reacción: $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ Datos (kJ/mol): - $\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -103,75$ - $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,7$ - $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,9$

a) Calor liberado a p constante (ΔH°) Productos: - 3 CO_2 : $3 \cdot (-393,7) = -1181,1$ - 4 H_2O : $4 \cdot (-285,9) = -1143,6$ - Total = $-2324,7$

Reactivos: - C_3H_8 : $-103,75$ - O_2 : 0

$$\Delta H^\circ = -2324,7 - (-103,75) = \boxed{-2220,95 \text{ kJ/mol}}$$

b) **Combustión total de 450 g de propano** - $M(C_3H_8)=44,0 \text{ g/mol}$ - $n = 450/44,0 = 10,227 \text{ mol}$ - $Q = n \cdot \Delta H$
 $= 10,227 \cdot (-2220,95) \approx -2,27 \cdot 10^4 \text{ kJ}$

Signo negativo \Rightarrow **se desprende calor** (reacción exotérmica).

3) Espontaneidad: $A(g) + B(g) \rightarrow AB(g)$, $H^\circ = -70 \text{ kJ}$, $S^\circ = -140 \text{ J/K}$

Usamos: $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$. - $\Delta H = -70 \text{ kJ}$ - $\Delta S = -140 \text{ J/K} = -0,140 \text{ kJ/K}$

a) Intervalo de T para espontánea ($\Delta G < 0$)

$$\Delta G = -70 - T(-0,140) = -70 + 0,140T$$

Espontánea si:

$$-70 + 0,140T < 0 \Rightarrow 0,140T < 70 \Rightarrow T < 500 \text{ K}$$

Resultado: espontánea para $T < 500 \text{ K}$.

b) Temperatura de equilibrio ($\Delta G = 0$)

$$-70 + 0,140T = 0 \Rightarrow T = 500 \text{ K}$$

c) **Significado de signos** - $\Delta H < 0$: reacción **exotérmica**. - $\Delta S < 0$: el sistema se vuelve **más ordenado** (menos desorden/menos microestados).

4) $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g) + 180,8 \text{ kJ}$ (espontaneidad)

Primero ponemos ΔH : - "+180,8 kJ" en productos \Rightarrow reacción **exotérmica**: $\Delta H = -180,8 \text{ kJ}$.

Calcular ΔS : - $S^\circ(NO) = 0,21 \text{ kJ/mol} \cdot K$ - $S^\circ(O_2) = 0,20 \cdot S^\circ(N_2) = 0,19$

$$\Delta S = 2 \cdot 0,21 - (0,19 + 0,20) = 0,42 - 0,39 = +0,03 \text{ kJ/K}$$

Espontánea si $\Delta G = \Delta H - T \Delta S < 0$:

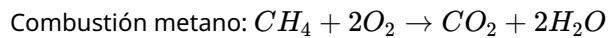
$$-180,8 - T(0,03) < 0$$

Como $-180,8$ ya es negativo y $-T \cdot 0,03$ también es negativo, **siempre** será < 0 para cualquier $T > 0$.

Resultado: espontánea a **cualquier temperatura** (según estos datos).

5) Calor de combustión del metano (kcal/mol)

Datos (kcal/mol, 298 K): - $\Delta H_f(CH_4(g)) = -17,89$ - Combustión del C(grafito): $C + O_2 \rightarrow CO_2$, $\Delta H = -94,05 \Rightarrow$ esto es $\Delta H_f(CO_2) = -94,05$ - $\Delta H_f(H_2O(l)) = -68,32$



$$\Delta H = [\Delta H_f(CO_2) + 2\Delta H_f(H_2O)] - [\Delta H_f(CH_4) + 0]$$

$$\Delta H = [(-94,05) + 2(-68,32)] - [(-17,89)]$$

$$\Delta H = (-94,05 - 136,64) + 17,89 = -212,80 \text{ kcal/mol}$$

Resultado: $\Delta H_{comb}(CH_4) \approx -212,8 \text{ kcal/mol}$



Idea: $\Delta H \approx \sum E(\text{enlaces rotos}) - \sum E(\text{enlaces formados})$

Enlaces que se rompen - 1 enlace C-H (porque CH_4 pasa a CH_3Cl) $\Rightarrow 414 - 1$ enlace Cl-Cl $\Rightarrow 243$ - Total rotos = 657 kJ/mol

Enlaces que se forman - 1 enlace C-Cl $\Rightarrow 339$ - 1 enlace H-Cl $\Rightarrow 432$ - Total formados = 771 kJ/mol

$$\Delta H \approx 657 - 771 = -114 \text{ kJ/mol}$$

Reacción exotérmica.