

Proves d'Accés per a Majors de 25 i 45 anys Pruebas de Acceso para Mayores de 25 y 45 años

Convocatòria:
Convocatoria:

Assignatura: Química
Asignatura: Química

2025

Se resolverán cuatro cuestiones de las seis propuestas. Cada una de ellas se evaluará de 0 a 2,5 puntos. Se permite el uso de calculadoras siempre que no sean gráficas o programables y que no puedan realizar cálculo simbólico ni almacenar texto o fórmulas en memoria. Si se contestan más cuestiones, solo se corregirán las cuatro primeras.

Cuestión 1. (2,5 puntos)

a) Para cada una de las siguientes moléculas, NCl_3 y SiH_4 :

a1) Indique, de manera justificada, la geometría de cada molécula. (1 punto)

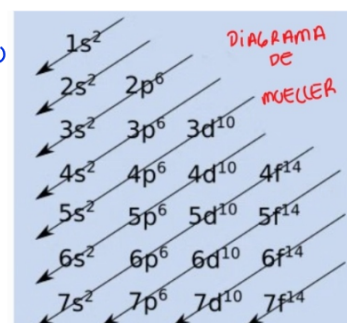
a2) Justifique, en cada caso, si se trata de una molécula polar o apolar. (0,5 puntos)

b) Escriba las configuraciones electrónicas del estado fundamental de los átomos N y Si. (1 punto)

Datos: números atómicos, Z: H = 1, N = 7, Si = 14, Cl = 17.

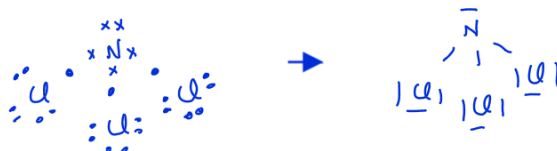
b. vamos a empezar por este apartado ya que es necesario para realizar el apartado a. para realizar las configuraciones electrónicas pedidas haremos uso del DIAGRAMA DE MOELLER

N (Z=7) $1s^2 2s^2 2p^3$ $2+5 = 7e^-$ en la última capa
Si (Z=14) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ $2+2 = 4e^-$ en la última capa



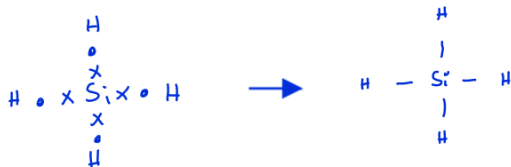
a. para poder realizar este apartado nos falta obtener las configuraciones electrónicas de H y Cl:

H (Z=1) $1s^1$ $1e^-$ en la última capa
Cl (Z=17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ $2+5 = 7e^-$ en la última capa



El átomo de N tiene 5e en la última capa, 3 de ellos los usa enlazándose con cada uno de los átomos de cloro y sobre un par de electrones no enlazante. El átomo central (N) tiene 4 zonas de densidad electrónica (3 enlaces y un par libre), luego por la T.A.P.E.V. concluimos que la geometría es piramidal trigonal.

Por otro lado, aunque la diferencia de electronegatividad entre el N y Cl es pequeña, la molécula es asimétrica debido al par de electrones no enlazantes. Por tanto los momentos dipolares de los enlaces no se anulan y la molécula es POLAR.



podemos ver que el átomo central (Si) tiene 4 focos de densidad electrónica (4 enlaces)

Los enlaces H-Si son polares pero por la simetría de la molécula se anulan entre si y la molécula es **APOLAR**

$$\text{TiCl}_4(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{TiO}_2(\text{s}) + \text{HCl}(\text{g})$$

- Datos:** $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16; Cl = 35,5; Ti = 48.

0. Para ajustar una reacción, debemos asegurarnos de que haya el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la reacción (reactivos y productos)



- b.
- $$1 \text{ kg TiO}_2 \cdot \frac{1000 \text{ g TiO}_2}{1 \text{ kg TiO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol TiO}_2}{80 \text{ g TiO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol TiCl}_4}{1 \text{ mol TiO}_2} \cdot \frac{190 \text{ g TiCl}_4}{1 \text{ mol TiCl}_4} = 2375 \text{ g TiCl}_4$$
- son necesarios pero la formación de 1 kg de TiO₂

- c. Calcularemos el volumen de H₂ usando la Ecuación de los gases ideales $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$
- En primer lugar, calcularemos el número de moles de H₂ a partir del dato del apartado anterior (1kg TiO₂)

$$1 \text{ kg } \cancel{\text{TiO}_2} \cdot \frac{1000 \text{ g } \cancel{\text{TiO}_2}}{1 \text{ kg } \cancel{\text{TiO}_2}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{TiO}_2}}{80 \text{ g } \cancel{\text{TiO}_2}} \cdot \frac{4 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{TiO}_2}} = 50 \text{ moles HCl}$$

$T \equiv$ temperatura (K)

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
 $1 \cdot V = 50 \cdot 0,082 \cdot 298$

$p \equiv \text{presión (atm)}$
 $V \equiv \text{volumen (l)}$

$n \equiv \text{n}^{\circ} \text{ moles}$
 $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

$$1. \checkmark = 50 \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$V = 1211,8 \text{ e HQ}$$

recordar que para pasar de grados Celsius ($^{\circ}\text{C}$) a grados Kelvin (K) solo tienes que sumar 273

($25 + 273 = 298\text{K}$)

Cálculo de las masas molares

$$T_i \rightarrow 1 \times 48 = 48$$

(1) $\rightarrow 2 \times 16 = 32$

80 g/mol

III
1 mol de TiO_2 tiene una masa
de 80 g

$$T_i \rightarrow 1 \times 48 = 48$$

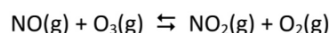
$$Q \rightarrow 4 \times 35,5 = 142$$

140 g/mol

1 mol de TiO_2 tiene una masa de 190 g

Cuestión 3. (2,5 puntos)

En un recipiente cerrado de 20 L, calentado a 1000 K, se introducen 2 moles de NO y 2 moles de O₃. En el recipiente tiene lugar la siguiente reacción:



Una vez alcanzado el **equilibrio**, se analiza la mezcla encontrándose que hay 1,999 moles de NO₂. (X)

a) Calcule los valores de K_c y K_p a la temperatura de trabajo. (1,5 puntos)

b) Indique cómo afectará al equilibrio: i) la adición de NO, ii) la eliminación de O₂, manteniendo en ambos casos el volumen y la temperatura constantes. (1 punto)

Datos: R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

Este ejercicio trata sobre el Equilibrio Químico. Vamos a resolverlo paso a paso utilizando la tabla de moles (inicio, cambio y equilibrio) que es la forma más clara para no perderse. Notar que la reacción está ajustada.

a.

	NO(g) + O ₃ (g)		⇌ NO ₂ (g) + O ₂ (g)	
n° moles inicial	2	2	-	-
n° moles reacción	-x	-x	+x	+x
n° moles en equilibrio	2-x	2-x	x	x
	1	1	1 (X)	1
	2-1,999	2-1,999	1,999	1,999
	0,001	0,001		

(X) El enunciado ya nos informa del no de moles presentes de cada especie una vez alcanzado el equilibrio.

Vamos a calcular **K_c** que se define mediante las concentraciones molares ($[H] = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{V(L)}$):

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2] \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]} = \frac{\frac{1,999}{2} \cdot \frac{1,999}{2}}{\frac{0,001}{2} \cdot \frac{0,001}{2}} = \frac{1,999 \cdot 1,999}{0,001 \cdot 0,001} = \frac{3,996001}{10^{-6}} = \boxed{3996,001 = K_c}$$

Calcularemos K_p mediante la relación entre ambos: $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$ donde $\Delta n = \left(\begin{matrix} \text{suma de los moles gaseosos de los productos} \\ - \\ \text{suma de los moles gaseosos de los reactivos} \end{matrix} \right)$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 3996,001 \cdot \underbrace{(0,082 \cdot 1000)}_1^0 = \boxed{3996,001 = K_p} = ((1+1) - (1+1)) = 0$$

b.

En este apartado aplicaremos el principio de Le Chatelier que establece que si en un sistema en equilibrio se presenta una perturbación el sistema se ajustará para contrarrestar dicho cambio

i. Si añadimos NO aumentamos la concentración de un reactivo y el sistema reaccionará consumiendo el exceso de NO con lo cual el equilibrio se desplazará hacia la derecha (hacia los productos).

ii. Si eliminamos O₂ disminuimos la concentración de un producto y por ello el sistema tenderá a reponer el O₂ eliminado con lo cual el equilibrio se desplazará hacia la derecha (hacia los productos) para favorecer la producción de O₂

Cuestión 4. (2,5 puntos)

El ácido yodhídrico, HI(ac), es un ácido fuerte. Se dispone de 250 mL de una disolución 0,4 mol·L⁻¹ de ácido yodhídrico. Calcule:

- La cantidad, en gramos, de HI necesaria para preparar la disolución. **(1 punto)**
- El pH de la disolución. **(0,5 puntos)**
- El volumen de disolución de hidróxido de potasio, KOH, 0,5 mol·L⁻¹ necesario para neutralizar la disolución anterior de HI. **(1 punto)**

Datos: masas atómicas relativas: H = 1; I = 127.

Este es un ejercicio de **ACIDO-BASE** vamos a resolverlo utilizando factores de conversión para los cálculos de masa y volumen y la definición de logaritmo para el pH.

a. $250 \text{ mL disol.} \cdot \frac{1 \text{ l disol.}}{1000 \text{ mL disol.}} \cdot \frac{0,4 \text{ mol HI}}{1 \text{ l disol.}} \cdot \frac{128 \text{ g HI}}{1 \text{ mol HI}} = 12,8 \text{ g HI se necesitan para preparar la disolución}$

$\begin{matrix} \text{H} \rightarrow 1 \times 1 = 1 \\ \text{I} \rightarrow 1 \times 127 = 127 \\ \hline 128 \text{ g/mol} \end{matrix}$

b.

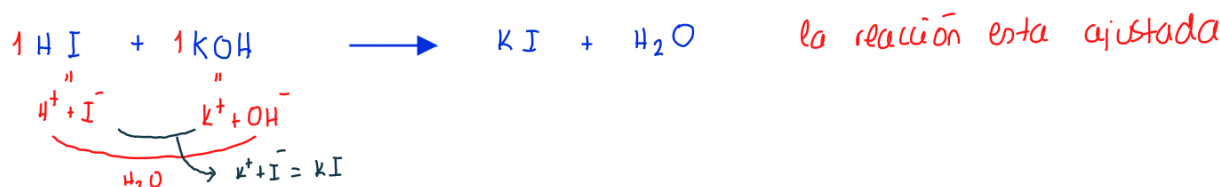
	HI	+	H ₂ O	→	I ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración inicial → [] ₀	0,4		-		-		-
Cambio de concentración → Δ[]	-0,4		-		0,4		0,4
Concentración en equilibrio → [] _{eq}	0		-		0,4		0,4

Sabemos que el HI es un ácido fuerte por tanto se disocia completamente al entrar en contacto con el agua

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,4 = 0,397 \approx 0,4$

pH = 0,4

c. Vamos a plantear la reacción de neutralización entre el ácido y la base:



Partimos del volumen del ácido:

$250 \text{ mL disol HI} \cdot \frac{1 \text{ l disol HI}}{1000 \text{ mL disol HI}} \cdot \frac{0,4 \text{ mol HI}}{1 \text{ l disol HI}} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol HI}} \cdot \frac{1 \text{ l disol KOH}}{0,5 \text{ mol KOH}} =$

$= \frac{250 \cdot 0,4}{1000 \cdot 0,5} = \frac{100}{500} = 0,2 \text{ l de KOH}$

Para neutralizar 250 mL de HI 0,4 M necesitamos 200 mL de KOH 0,5 M

Cuestión 5. (2,5 puntos)

Se construye una pila conectando un electrodo formado por una barra de hierro, sumergida en una disolución de $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$, con otro electrodo formado por una barra de plomo sumergida en una disolución de $\text{Pb}^{2+}(\text{ac})$. Ambas disoluciones tienen una concentración $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

a) Escriba las semirreacciones que ocurren en el ánodo y en el cátodo, así como la reacción global ajustada. (1,5 puntos)

b) Indique qué especie se oxida y cuál se reduce. (0,5 puntos)

c) Calcule el potencial estándar de la pila formada. (0,5 puntos)

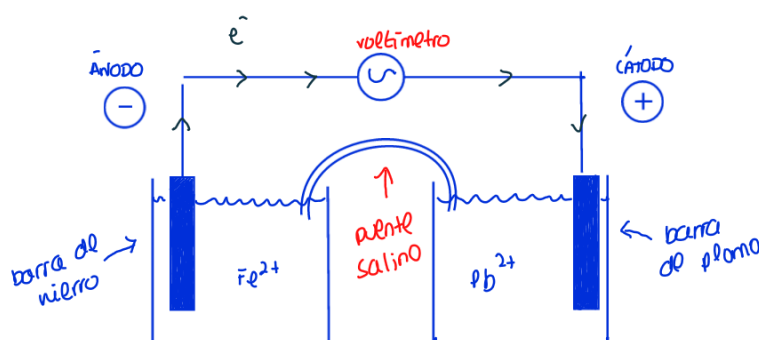
Datos: potenciales de reducción estándar, $E^\circ(\text{V})$: $(\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}) = -0,13$; $(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) = -0,44$.

Esta cuestión trata sobre la parte de ELECTROQUÍMICA, concretamente sobre una celda galvánica o pila cuyo objetivo es convertir energía química en eléctrica mediante reacciones REDOX espontáneas. En primer lugar, para determinar qué electrodo actúa como cátodo y cuál como ánodo comprobamos los potenciales estándar de reducción (E°) de ambos pares. El de mayor potencial se reducirá (cátodo) y el de menor potencial se oxidará (ánodo)

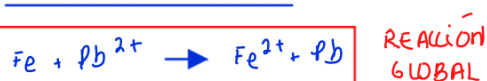
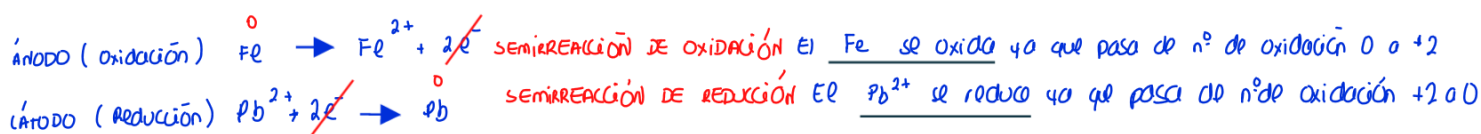
$$E^\circ(\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}) = -0,13 > -0,44 = E^\circ(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe})$$

↓
CÁTODO (REDUCCIÓN)

↓
ÁNODO (OXIDACIÓN)



a. b.



c. $E^\circ(\text{pila}) = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = E^\circ(\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}) - E^\circ(\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}) = -0,13 - (-0,44) = -0,13 + 0,44 = 0,31 \text{ V}$

$\rightarrow E^\circ(\text{pila}) = 0,31 \text{ V}$

1. En el ánodo (Fe):

El Fe sólido de la barra se oxida en la superficie del electrodo. Los átomos de Fe se convierten en Fe^{2+} que pasan a la disolución, y los 2 electrones quedan en la barra metálica.

2. Por el cable:

Esos electrones "sobrantes" en la barra de Fe viajan por el hilo conductor hacia la barra de Pb — esto es la **corriente eléctrica** que podemos aprovechar.

3. En el cátodo (Pb):

Los electrones llegan a la barra de Pb. Los iones Pb^{2+} disueltos en esa semipila migran hacia la superficie del electrodo, captan los 2 electrones y se depositan como Pb sólido.

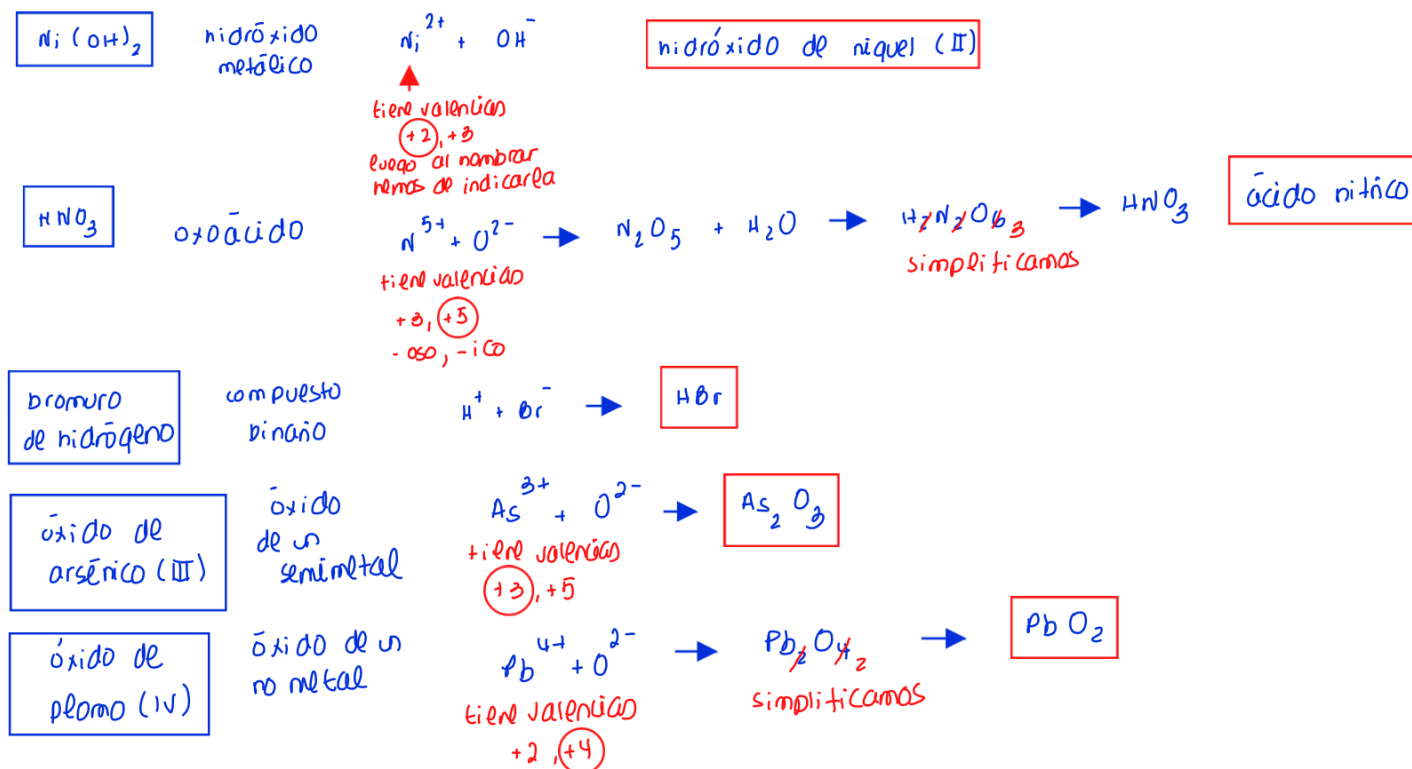
4. El puente salino:

A medida que el Fe^{2+} se acumula en la semipila izquierda (carga +) y los Pb^{2+} desaparecen de la derecha (carga -), el puente salino permite el paso de iones para **compensar las cargas** y mantener la electroneutralidad de ambas disoluciones. Sin él, la pila se detendría en segundos.

Cuestión 6. (2,5 puntos)

- a) Formule o nombre los siguientes compuestos: i) $\text{Ni}(\text{OH})_2$; ii) HNO_3 ; iii) bromuro de hidrógeno; iv) óxido de arsénico(III); v) óxido de plomo(IV). (1 punto)
- b) Se dispone de los siguientes compuestos químicos: i) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$; ii) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$; iii) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$. En cada caso, identifique el grupo funcional y nombre el compuesto. (1,5 puntos)

a. Este apartado corresponde a formulación y nomenclatura inorgánica



b. En este apartado trataremos la nomenclatura orgánica

