



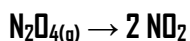
SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, AL CORREO DE LA PÁGINA WEB.



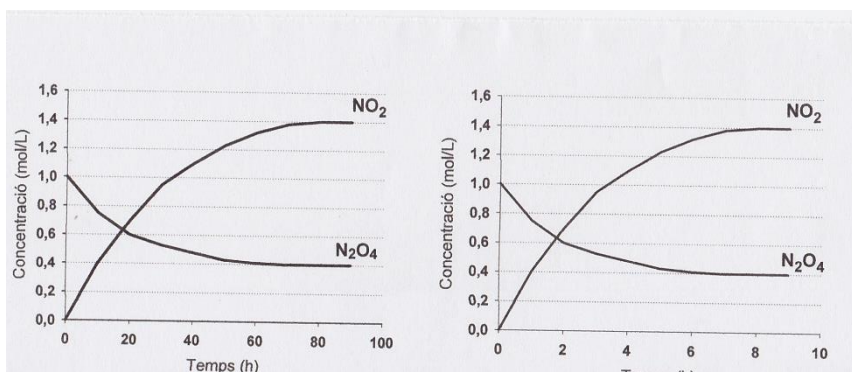
SELECTIVIDAD QUÍMICA U.I.B. JUNIO 2015.

Opción A.

1. El $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ ha sido ampliamente utilizado por la NASA como comburente de cohetes. Un investigador está interesado en calcular la constante de equilibrio de la reacción de descomposición a 100°C .



En un experimento introduce un mol de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ dentro de un recipiente vacío de 1 l de capacidad y uno). Mientras que en otro experimento introduce la misma cantidad inicial de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ y un catalizador



específico para esta reacción y vuelve a determinar la variación temporal de las concentraciones a 100°C (figura 2) Justifica la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- De la figura 1 se deduce que a 100°C la K_c tendrá un valor mucho menor que la unidad.
- Cuando introducimos un catalizador al recipiente que contiene inicialmente $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$, el equilibrio tarda más tiempo en conseguirse.

[VER VÍDEO https://youtu.be/-zFQJSeLO_4](https://youtu.be/-zFQJSeLO_4)

a. Falso.

Según la tabla 1

$$\begin{cases} [\text{NO}_2] = 1,4 \text{ M.} \\ [\text{N}_2\text{O}_4] = 0,4 \text{ M.} \end{cases} \rightarrow K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{1,4^2}{0,4} = 4,9 \text{ M.} > 1$$

b. Falso. La adición de un catalizador aumenta la velocidad de la misma.

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.I.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).

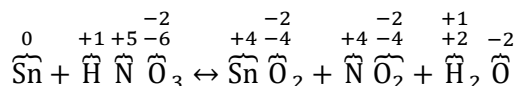
2. El Sn metálico reacciona con el HNO₃ según la reacción: $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

a. Escribe y ajusta la reacción por el método del ion electrón.

b. Calcula el volumen de una reacción de ácido nítrico 0,5 M. que reacciona con 2 g. de Sn.

VER VÍDEO <https://youtu.be/iENS-VyGGfM>

- Calculamos los números de oxidación de cada átomo.

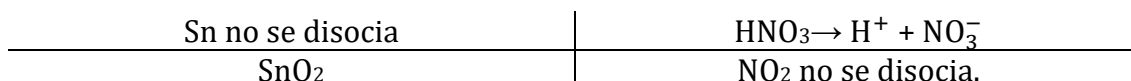


- ¿Qué elementos cambian de número de oxidación?

Sn (de 0 a +4), se oxida. El reductor es el Sn.

N (de +5 a +4) se reduce. El oxidante es el HNO₃

- Disociamos las sustancias (solo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.

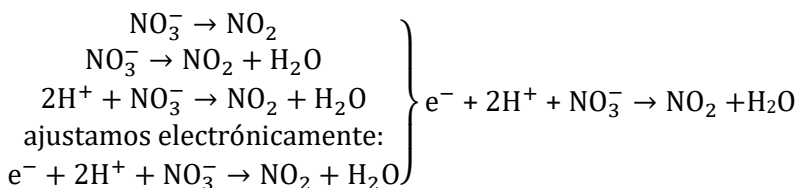
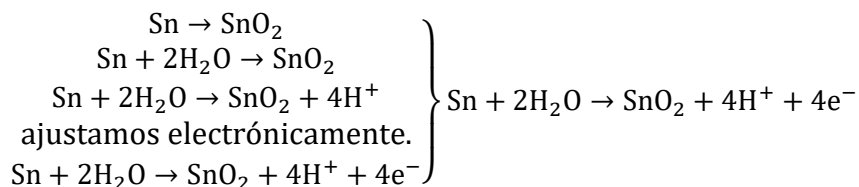


- Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.

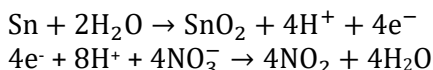
Oxidación. $\text{Sn} \rightarrow \text{SnO}_2$

Reducción. $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2$

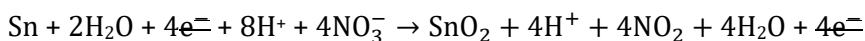
- Ajustamos atómica y electrónicamente las semireacciones. Los O se ajustan añadiendo H₂O y los H se ajustan añadiendo H⁺.



- Para que el número de e⁻ de ambas semireacciones coincida, multiplicamos la segunda por 4, así tendremos 4 e⁻ en cada una.

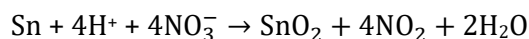


- Sumamos ambas semireacciones ya ajustadas obteniendo la reacción iónica ajustada.



Simplificando H₂O y H⁺:

3



- Trasladando esta información a la reacción inicial:



b.

$$2 \text{ g. de Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Sn}}{118,71 \text{ g. de Sn}} \cdot \frac{4 \text{ moles de HNO}_3}{1 \text{ mol de Sn}} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{0,5 \text{ moles de HNO}_3} = 0,135 \text{ L.}$$

- 3.**
- Calcula el pH de una disolución de HCl del 2% en peso y de densidad 1,01 g/mL.
 - Calcula el pH de la disolución resultante de mezclar 10 mL de una disolución de HCl 0,1 M con 30 mL de una disolución de NaOH 0,1 M, teniendo en cuenta que los volúmenes son aditivos.
 - En el recipiente de la disolución de HCl aparece el siguiente pictograma. Indica su significado.



VER VÍDEO <https://youtu.be/os6rmJqrUgE>

a.

$$M = \frac{\% \cdot d \cdot 10}{M_{\text{molecular}}} = 0,55 \text{ M.} \rightarrow \text{pH} = -\log(0,55) = 0,26$$

b.

$$\left\{ \begin{array}{l} 10 \text{ mL HCl} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,1 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ L.}} = 0,001 \text{ moles} \\ 30 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,1 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L.}} = 0,003 \text{ moles} \end{array} \right.$$

Como la reacción es $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ y es mol a mol, sobran 0,002 moles de NaOH.

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,002}{0,04} = 0,05 \text{ M.} \rightarrow \text{pOH} = -\log(0,05) = 1,3 \rightarrow \text{pH} = 12,7$$

c. Corrosivo.

4. Consideramos la siguiente reacción química $\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Cl}(\text{g})$, contesta de forma razonada las preguntas siguientes:

- ¿Qué signo tendrá la variación de entalpía de esta reacción?
- ¿Qué signo tendrá la variación de entropía de esta reacción?
- ¿Es cierto que esta reacción es espontánea a cualquier temperatura?
- ¿Por qué motivo el dicloro es un gas a temperatura ambiente mientras que el dibromo es un líquido?

VER VÍDEO <https://youtu.be/1INXdPLrj5k>

- Rompemos un enlace covalente. Proceso endotérmico, $\Delta H > 0$.

4

- b. No hay cambio de estado. En productos mayor número de moles que en reactivos. Aumenta el desorden. Aumenta la entropía, $\Delta S > 0$.
- c. Falso. Según la relación $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ las reacciones endotérmicas con aumento de entropía son espontáneas dependiendo de la temperatura.
- d. Ambos son compuestos covalentes moleculares, donde las fuerzas intermoleculares serán fuerzas de London. Como el átomo de bromo tiene mayor tamaño que el de cloro, las interacciones de London serán mayores en la molécula de dibromo, teniendo mayor punto de fusión y ebullición.

5. a. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene menor radio atómico, el oxígeno o el fósforo? Razona la respuesta.

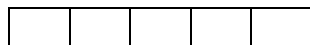
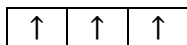
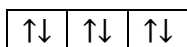
b. Indica razonadamente el número de electrones desapareados que tiene el fósforo en su estado fundamental.

c. Para la molécula de eteno deduce la estructura de Lewis e indica de manera razonada el tipo de hibridación de los átomos de carbono.

Ver VÍDEO <https://youtu.be/tY-olnU2PMA>

a. Teniendo presente que el radio atómico en un período aumenta hacia la izquierda y en un grupo aumenta hacia abajo, el tamaño del oxígeno es menor que el fósforo.

b. El fósforo tiene tres electrones desapareados.



c. Los C tiene doble enlace, por tanto, hibridación sp^2 .

Opción B.

1. Indica razonadamente si son ciertas las siguientes afirmaciones respecto al BF_3 .

- a. El boro presenta una hibridación sp^3 en este compuesto.
- b. Se trata de una molécula polar.
- c. La temperatura de ebullición del BF_3 es mayor que la del NH_3 .
- d. El primer potencial de ionización del boro es mayor que el del flúor?

VER VÍDEO <https://youtu.be/gX6lpZY3n2I>

a. En la molécula de BF_3 el boro está rodeado de 3 átomos de flúor y no tiene electrones sin compartir, eso nos indica que su hibridación es $(3 + 0)$ es decir sp^2 .

b. La geometría del BF_3 es trigonal plana, teniendo enlaces polares BF, los momentos dipolares de los enlaces se anulan por simetría, siendo la molécula apolar.

5

c. Falso el NH_3 presenta fuerzas intermoleculares por puente de hidrógeno, mientras que en el BF_3 presenta fuerzas intermoleculares de Van der Waals. lo que hace que la temperatura de ebullición del amoníaco sea mayor

d. En un periodo al aumentar el n° atómico aumenta la carga nuclear efectiva, siendo los electrones de la última capa más atraídos por el núcleo, por tanto, el flúor tiene mayor potencial de ionización que el boro.

2. En un laboratorio tenemos una disolución de un ácido monoprótico (AH) con una constante de acidez (K_a) de 10^{-5} .

a. ¿Es cierto que su grado de disociación es igual a la unidad?

b. Si se neutraliza la disolución del ácido AH con una base fuerte, como el NaOH, es cierto que el pH de la disolución en el punto de equivalencia será menor que 7,0?

c. Indica el procedimiento y el material de laboratorio para realizar la valoración del apartado

b.

VER VÍDEO <https://youtu.be/aXUg2-11-fs>

a. Teniendo en cuenta su constante de acidez, vemos que se trata de un ácido débil, por tanto, su grado de disociación será menor que uno.

b. Si neutralizamos un ácido débil con una base fuerte se produce, en el punto de equivalencia, una sal de ácido débil y base fuerte cuya hidrólisis es básica, por tanto, el pH será mayor que 7.

c. Bureta, matraz Erlenmeyer y pipeta. Indicador con zona de viraje básica para detectar el punto de equivalencia.

3. El etano se puede obtener por hidrogenación del eteno en presencia de un catalizador según la ecuación termoquímica siguiente: $\text{CH}_2 = \text{CH}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3(\text{g}); \Delta H = -137 \text{ kJ/mol}$.

a. Calcula la masa de etano formada a partir de 20 L. de eteno y 15 L. de dihidrógeno medidos a 300 °C y 650 mm. de Hg.

b. Calcula la energía del enlace $\text{C} = \text{C}$ si las energías de enlace $\text{C}-\text{C}$, $\text{H}-\text{H}$ i $\text{C}-\text{H}$ son respectivamente 347, 436 i 413 kJ/mol.

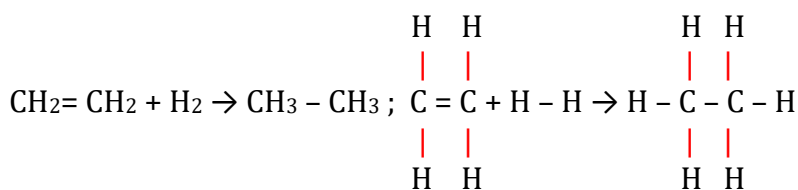
VER VÍDEO <https://youtu.be/aiZr0OzqfcU>

a. La reacción es mol a mol. En las mismas condiciones de presión y temperatura, y siendo los reactivos gaseosos, la reacción es litro a litro. El reactivo limitante es pues el H_2 .

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 0,27 \text{ moles. de } \text{H}_2.$$

$$0,27 \text{ moles. de } \text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de etano}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2} \cdot \frac{30 \text{ g. de etano}}{1 \text{ mol de etano}} = 8,1 \text{ g. de etano.}$$

b.



$$\Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_{\text{enlaces rotos}} - \Delta H_{\text{enlaces formados.}} \rightarrow$$

6

$-137 = \Delta H(C = C) + \Delta H(H - H) - [\Delta H(C - C) + 2 \Delta H(C - H)] \rightarrow \Delta H(C = C) = 600$ KJ/mol.

4. A 350 K la constante de equilibrio de la reacción de descomposición del COBr_2 es 0,25 M.



En un recipiente cerrado y vacío de 2 L. se introducen un mol de CO y un mol de dibromo y se mantiene la temperatura a 350 K hasta que el sistema alcanza el equilibrio químico.

- Calcula la concentración de COBr_2 en el equilibrio.
- Determina el valor de K_p para este equilibrio a 350 K.
- ¿Cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión total del sistema?

VER VÍDEO <https://youtu.be/xU93-tUvi3k>

a.

	$\text{COBr}_2(\text{g})$ (g)	\leftrightarrow	$\text{Br}_2(\text{g})$	+	CO
Moles iniciales			1		1
Moles en equilibrio	x		1 - x		1 - x
Moles en equilibrio	0,5		0,5		0,5

$$K_c = \frac{[\text{Br}_2][\text{CO}]}{[\text{COBr}_2]} \rightarrow 0,25 = \frac{\frac{(1-x)}{2} \cdot \frac{(1-x)}{2}}{\frac{x}{2}} \rightarrow x = 0,5 \text{ moles.}$$

$$[\text{COBr}_2] = \frac{0,5}{2} = 0,25 \text{ M.}$$

b.

$$K_p = K_c(R \cdot T)^{\Delta n} = 0,25 \cdot (0,082 \cdot 350) = 7,175 \text{ Atm.}$$

c. Según el principio de Le Chatelier, un aumento de la presión total del sistema, si conlleva disminución de volumen, desplaza el equilibrio hacia un menor n.º de moles de gas, en este caso, hacia reactivos.

5. Dados los siguientes metales: Cu y Ni. Contesta razonadamente las cuestiones siguientes, considerando condiciones estándar en todos los casos.

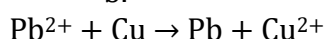
- Ordena los metales de mayor a menor poder reductor.
- De estos metales, alguno podrá reducir el Pb^{2+} a Pb?
- Determina la f.e.m. estándar de la pila formada por electrodos de Cu^{2+}/Cu y Ni^{2+}/Ni .
- ¿Cuál es la utilidad del puente salino en una pila galvánica?

Datos: $E_0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$. $E_0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$; $E_0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$.

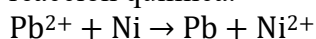
VER VÍDEO <https://youtu.be/nPYZYuovAxY>

a. Mayor poder reductor será el que tiene mayor tendencia a oxidarse, por tanto, el de menor potencial de reducción. El Ni.

b.



$E_{\text{reacción}} = E_{\text{especie que se reduce}} - E_{\text{especie que se oxida}} = -0,13 - (0,34) = -0,47 \text{ V} < 0$, no hay reacción química.





$E_{\text{reacción}} = E_{\text{especie que se reduce}} - E_{\text{especie que se oxida}} = -0,13 - (-0,25) = 0,12 \text{ V} > 0$, sí hay reacción química.

c.

Ánodo: $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$; $E_0 = 0,25 \text{ V}$.

Cátodo: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$; $E_0 = 0,34 \text{ V}$.

Reacción de la pila: $\text{Ni} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Ni}^{2+}$; $E_0 = 0,59 \text{ V}$.