



CHEMISTRY

RETROALIMENTACIÓN

4th
SECONDARY

TOMO VII



 **SACO OLIVEROS**



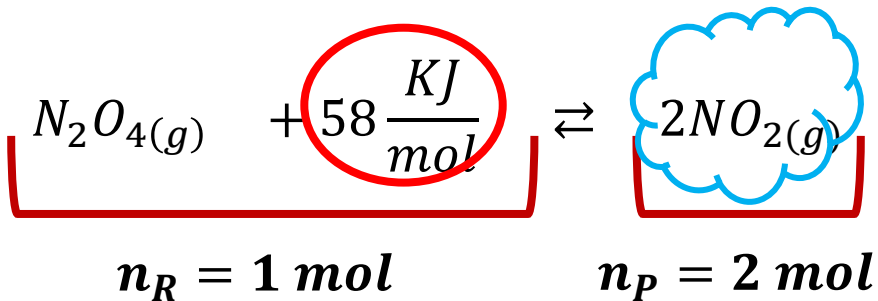
A partir de la siguiente reacción : $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons NO_{2(g)}$, $\Delta H_{Rxn} = +58 \frac{KJ}{mol}$

Indicar verdadero (V) o falso(F) , según corresponda, respecto a las siguientes variaciones.

- I. Al aumentar la presión , el sistema se desplaza hacia la izquierda.(V)
- II. Si disminuimos la temperatura , el sistema se desplaza hacia la derecha.(F)
- III. Agregar NO_2 , hace que el sistema se desplace hacia la izquierda.(V)

RESOLUCIÓN:

Sea la reacción :



Perturbación	Sistema	Desplazamiento
$\uparrow P$	<i>Menor moles</i>	\leftarrow
$\downarrow T$	$\uparrow T$	\leftarrow
$\uparrow [NO_2]$	$\downarrow [NO_2]$	\leftarrow

Rpta: VFV



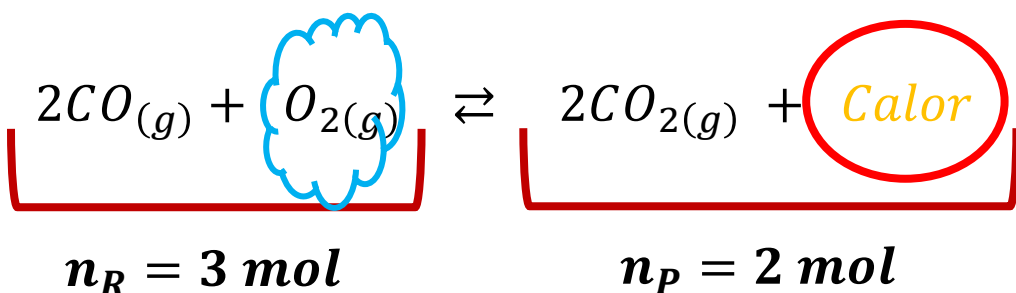


Indicar los efectos que favorecen la producción de CO_2 , para la siguiente reacción exotérmica: $CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$

- I. Aumento de la presión. (*Favorece*)
- II. Aumento de la temperatura. (*No favorece*)
- III. Aumento de la concentración de O_2 . (*Favorece*)

RESOLUCIÓN:

Sea la reacción :



Perturbación	Sistema	Desplazamiento
$\uparrow P$	<i>Menor moles</i>	\rightarrow
$\uparrow T$	$\downarrow T$	\leftarrow
$\uparrow [O_2]$	$\downarrow [O_2]$	\rightarrow

Rpta: I y III





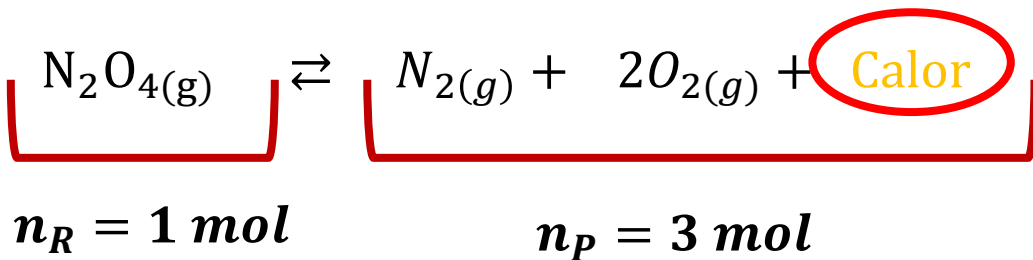
Para la siguiente reacción exotérmica en equilibrio . $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 2O_{2(g)}$

El equilibrio se desplaza hacia la derecha cuando :

- I. Se introduce un catalizador en el sistema.
- II. Se aumenta la temperatura del sistema.
- III. Se disminuye la presión del sistema.

RESOLUCIÓN:

Sea la reacción :



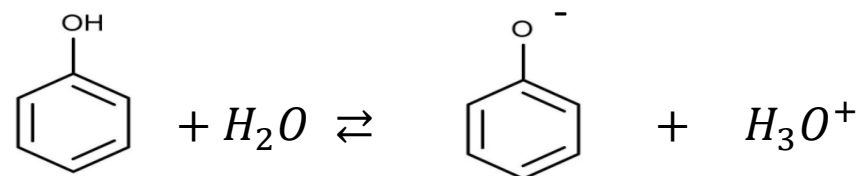
Perturbación	Sistema	Desplazamiento
<i>Se introduce un catalizador</i>	<i>Permanece el equilibrio</i>	\longleftrightarrow
$\uparrow T$	$\downarrow T$	\leftarrow
$\downarrow P$	<i>Mayor moles</i>	\rightarrow

Rpta: Solo III





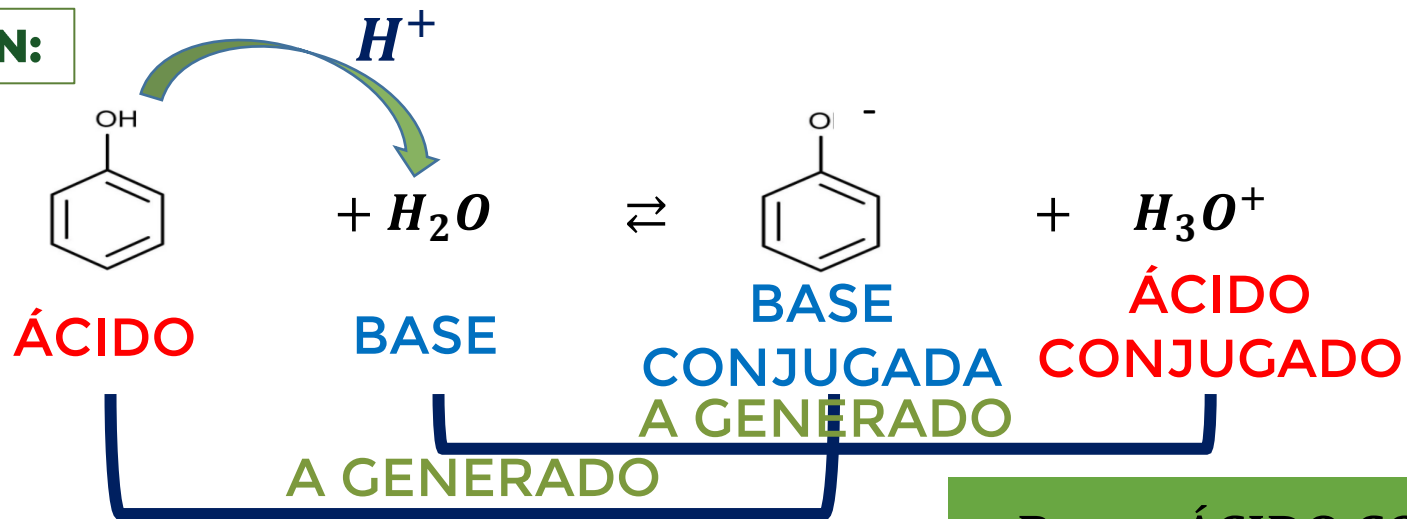
Dada la siguiente reacción :



Es correcto :

- a) El fenol es base de Bronsted - Lowry.
- b) El agua es ácido de Bronsted - Lowry.
- ☒ c) El H_3O^+ es ácido conjugado de Bronsted - Lowry.
- d) No hay transferencia de hidronios.
- e) No hay transferencia de protones.

RESOLUCIÓN:



Rpta: ÁCIDO CONJUGADO ES H_3O^+

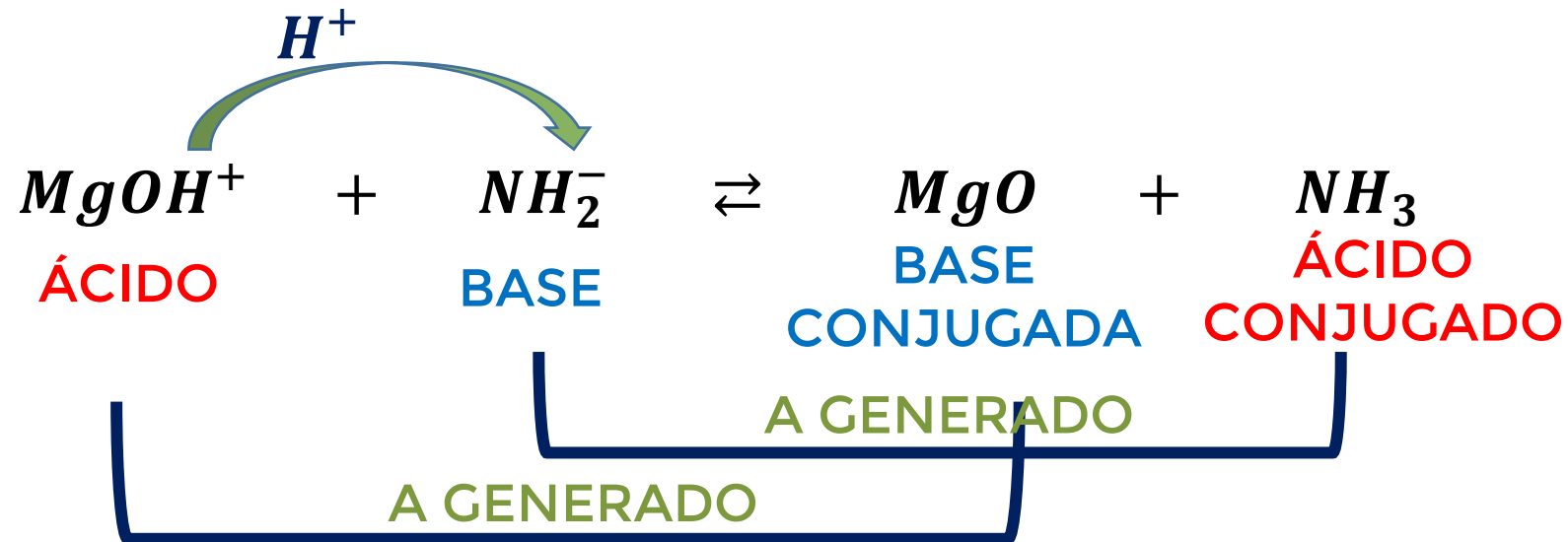




Identifique los pares conjugados respectivamente para la siguiente reacción :

**RESOLUCIÓN:**

Sea la ecuación :



Rpta: $MgOH^+, MgO$
 NH_2^-, NH_3



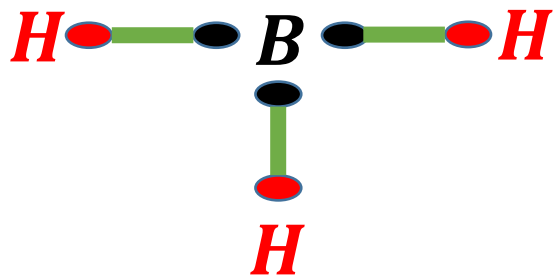


Marque la relación incorrecta:

- I. BH_3 : Ácido de Lewis
- II. CO_2 : Ácido de Lewis
- III. Al^{3+} : Base de Lewis
- IV. C_2H_5OH : Base de Lewis

RESOLUCIÓN:

Realizando el diagrama de Lewis.



No tiene octeto el átomo central (**Ácido**)



Los cationes son (**Ácido de Lewis**)



El carbono tiene enlaces múltiples (**Ácido**)



El oxígeno tiene dos pares de electrones libres (**Base**)

Rpta: *Solo III*





Calcular el PH de la solución que contiene $5,4 \times 10^{-9} M$ de concentración de iones hidrógenos .

Datos: $\text{Log } 5,4 = 0,73$

RESOLUCIÓN:

Calculamos el PH mediante la concentración de iones hidrógenos

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log(5,4 \times 10^{-9})$$

$$pH = -[\log(5,4) + \log(10^{-9})]$$

$$pH = -[\log(5,4) - 9\log(10)]$$

$$pH = -[0,73 - 9(1)]$$

$$pH = 9 - 0,73$$

Rpta: 8, 27





Calcular el POH de una solución acuosa sabiendo que sus iones hidronio tienen una concentración de 0,000008 mol/L.

Datos: $\log 2 = 0,30$

RESOLUCIÓN:

Por dato:

$$[H^+] = 0,000008 = 8 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[H^+] = 2^3 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Calculamos ahora el PH:

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log(2^3 \times 10^{-6})$$

$$pH = -[3 \log 2 + (-6 \log 10)]$$

$$pH = -[3(0,3) - 6(1)]$$

$$pH = 5,1$$

Pero se sabe que:

$$pH + pOH = 14$$

$$5,1 + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 5,1$$

Rpta: 8, 9





Una solución acuosa tiene $\text{POH} = 4,5$ ¿Cuál es la concentración de sus iones hidronio en mol/L

RESOLUCIÓN:

Calculamos la concentración de iones hidronio con el PH.

$$\text{I.- } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 4,5$$

$$\text{pH} = 9,5$$

$$[H^+] = 1 \times 10^{-\text{PH}}$$

$$[H^+] = 1 \times 10^{-9,5}$$

$$[H^+] = 1 \times 10^{-10} \times 10^{0,5}$$

$$[H^+] = 1 \times 10^{-10} \times \sqrt{10}$$

$$\text{Rpta: } 3,16 \times 10^{-10} \text{ M}$$





Calcular el PH de una solución de H_2SO_4 , con una disociación del 10% si su concentración es de 0,05M.

RESOLUCIÓN:

Construimos un cuadro para la disociación del H_2SO_4 , cuando es una solución muy diluida

	$H_2SO_{4(ac)} \rightleftharpoons$	$2H^+ +$	SO_4^{2-}
Moles	1 mol	2 mol	1 mol
n_i	0,05 mol	-----	-----
n_d	-0,1x0,05 mol	-----	-----
n_f	-----	+2x0,1x0,05 mol	+1x0,1x0,05 mol
n_{eq}	0,9x0,05 mol	2x0,1x0,05 mol	0,1x0,05 mol
[]		0,01 M	

Luego :

$$[H^+] = 0,01 = 1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log(10^{-2})$$

$$pH = -(-2)\log 10$$

Rpta: 2

