

GASES

RECUERDEN QUE: En los ejercicios de gases SIEMPRE deben trabajar con la temperatura en K

1. La densidad del gas metano (CH_4) en g/L, en CNPT, es:

- A) 0,715
- B) 7,14
- C) 1,40
- D) 0,955
- E) 0,0955

*Por conveniencia, cuando hablamos de masa molar en gases, usaremos la sigla MM

$$P * V = n * R * T$$

$$P * V = \frac{m}{M} * R * T$$

$$P * MM = \frac{m}{V} * R * T$$

$$P * MM = d * R * T$$

$$d = \frac{P * MM}{R * T}$$

Donde:

P= presión (atm)

V= volumen (L)

T= temperatura (K)

n= mol

MM= masa molar (g/mol)

R= 0,082 atm*L/mol*K

d= densidad (g/L)

Datos:

CNPT (esta sigla quiere decir condiciones normales de presión y temperatura: 1 atm y 273 K)

CH_4 M=16 g/mol

Reemplazando:

$$d = \frac{P * M}{R * T} = \frac{1 \text{ atm} * 16 \text{ g/mol}}{0.082 \text{ (atm*L)/(mol*K)} * 273 \text{ K}} = 0,715 \text{ g/L}$$

2. 5,20 g de un gas que contiene yodo ocupa un volumen de 1140 mL a 78 °C y 780 Torr. La fórmula del gas es:

- A) I_2
- B) CH_3I
- C) HI
- D) PI_3
- E) Cl_4

Con la misma deducción del ejercicio anterior tenemos la siguiente fórmula:

$$MM = \frac{m * R * T}{P * V}$$

Conversiones:

1L → 1000 mL

1atm → 760 torr

°C + 273 = K

Datos:

m= 5,20 g

V= 1140 mL = 1,140 L

T=78 °C = 351 K

P= 780 torr = 1,026 atm

R= 0,082 atm*L/mol*K

Reemplazamos

$$MM = \frac{5,20 \text{ g} * 0,082 \text{ (atm * L)/(mol * K)} * 351 \text{ K}}{1,026 \text{ atm} * 1,140 \text{ L}} = 127,96 \text{ g/mol}$$

- A) I₂ (MM= 253,8 g/mol)
- B) CH₃ (MM= 141,9 g/mol)
- C) HI (MM= 127,9 g/mol)
- D) PI₃ (MM= 411,7 g/mol)
- E) Cl₄ (MM=142,0 g/mol)

3. Las condiciones en que el volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión aplicada, son:

- A) masa y presión constantes
- B) sólo temperatura constante
- C) sólo masa constante
- D) masa y temperatura constantes
- E) no importan las condiciones

Según la ley de Boyle: P₁ * V₁ = P₂ * V₂ (n y T Cte)

4. En una olla a presión se colocó maíz para palomitas a 25 °C y a 1,00 atm, se calentó hasta alcanzar los 220 °C, antes de reventar. La presión del aire en los granos de maíz, a esta temperatura, en atmósferas, suponiendo que su volumen no ha cambiado, es:

- A) 11,2
- B) 8,88
- C) 1,65
- D) 4,34
- E) 0,60

La Ley combinada de los gases indica que:

$$\frac{P_1 * V_1}{T_1} = \frac{P_2 * V_2}{T_2}$$

Como el volumen permanece constante, no lo consideraremos, por lo tanto, se obtienen la siguiente ecuación:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Vemos ahora los datos y reemplazamos:

Datos:
 T₁=25 °C = 298 K
 P₁= 1,00 atm
 T₂= 220 °C = 493 K
 P₂= ?

$$P_2 = \frac{P_1 * T_2}{T_1} = \frac{1,00 \text{ atm} * 493 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 1,65 \text{ atm}$$

5. La presión, en atmósferas, que ejercen 142 gramos de cloro (Cl_2) en una botella de 500 mL a una temperatura de 28,0º C es:

- A) 700
- B) 98,7
- C) $9,12 \cdot 10^{-3}$
- D) 8,34
- E) 70,6

$$P * V = n * R * T$$

$$P * V = \frac{m}{M} * R * T$$

$$P = \frac{m * R * T}{M * V}$$

$$P = \frac{m * R * T}{M * V}$$

Datos:

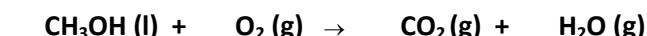
m= 142 g
 V= 500 ml = 0,5 L
 T= 28 °C = 301 K
 P= 780 torr = 1,026 atm
 R= 0,082 atm*L/mol*K

Reemplazamos:

$$P = \frac{142 \text{ g} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{mol} * \text{K}} * 301 \text{ K}}{71 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) * 0,5 \text{ L}} = 98,7 \text{ atm}$$

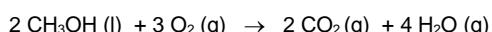
ESTEQUIOMETRÍA

6. La suma de los coeficientes de la ecuación propuesta es:



- A) 4
- B) 6
- C) 10
- D) 11

Si uno equilibra esta ecuación queda:



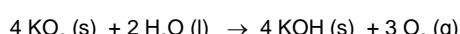
Si sumamos los coeficientes estequiométricos, el resultado será: 11

7. Se hace reaccionar 1 mol de superóxido de potasio (KO_2) con 2 mol de agua, de acuerdo a la ecuación no igualada que se indica. La cantidad de oxígeno producido es:



- A) 0,75 mol
- B) 1,5 mol
- C) 2,0 mol
- D) 3,0 mol

Lo primero que se debe considerar es que la ecuaciòn debe ser estar equilibrada:

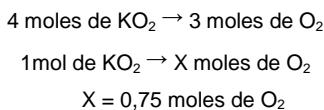


Entonces, esta ecuaciòn se lee de la siguiente manera: 4 moles de KO_2 reaccionan exactamente con 2 moles de H_2O para formar 4 moles de KOH y 3 moles de O_2 .

Lo primero que debemos hacer es determinar si hay reactivo limitante, ya que a partir de él se deben hacer todos los cálculos:

$4 \text{ moles de KO}_2 \rightarrow 2 \text{ moles de H}_2\text{O}$ $1 \text{ mol de KO}_2 \rightarrow X \text{ moles de H}_2\text{O}$ $X = 0,5 \text{ moles de H}_2\text{O} \checkmark$	$4 \text{ moles de KO}_2 \rightarrow 2 \text{ moles de H}_2\text{O}$ $X \text{ mol de KO}_2 \rightarrow 2 \text{ moles de H}_2\text{O}$ $X = 4 \text{ moles de KO}_2$
Si despejamos la incógnita, obtenemos que necesitamos 0,5 moles de H ₂ O para consumir 1 mol de KO ₂ , y si nos alcanza porque tenemos 2 moles de H ₂ O. Por lo tanto este cálculo SIRVE.	Si despejamos la incógnita, obtenemos que se necesitan 4 moles de KO ₂ para consumir los 2 moles de H ₂ O, y no nos alcanza, porque tenemos solamente 1 mol de KO ₂ . Por lo tanto este cálculo NO SIRVE.

Entonces ahora hacemos la relación de los reactivos con los productos, pero a partir del reactivo limitante:



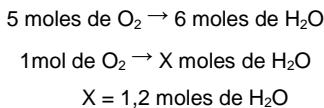
8. Se hace reaccionar 2 moles de NH₃ gaseoso con 1 mol de O₂ gaseoso de acuerdo a la ecuación que se indica. La cantidad de H₂O que se obtiene es:



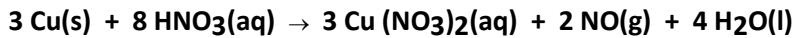
- A) 3,3 mol B) 3,0 mol C) 1,2 mol D) 1,0 mol

$4 \text{ moles de NH}_3 \rightarrow 5 \text{ moles de O}_2$ $2 \text{ mol de NH}_3 \rightarrow X \text{ moles de O}_2$ $X = 2,5 \text{ moles de O}_2$	$4 \text{ moles de NH}_3 \rightarrow 5 \text{ moles de O}_2$ $X \text{ mol de NH}_3 \rightarrow 1 \text{ mol de O}_2$ $X = 0,8 \text{ moles de NH}_3 \checkmark$
Si despejamos la incógnita, obtenemos que se necesitan 2,5 moles de O ₂ para consumir los 2 moles de NH ₃ , y no nos alcanza, porque tenemos 1 mol de O ₂ . Por lo tanto este cálculo NO SIRVE.	Si despejamos la incógnita, obtenemos que necesitamos 0,8 moles de NH ₃ para consumir 1 mol de O ₂ , y si nos alcanza porque tenemos 1 mol de NH ₃ . Por lo tanto este cálculo SIRVE.

Entonces ahora hacemos la relación de los reactivos con los productos, pero a partir del reactivo limitante:



9. Al hacer reaccionar cobre con HNO₃ de acuerdo a la ecuación que se indica, se obtiene 300 g de NO. La masa en gramos de H₂O que también se produce es:

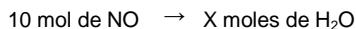
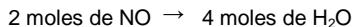


- A) 72 g B) 162 g C) 300 g D) 360 g

La masa molar del NO es 30 g/mol. Ahora, determinaremos los moles:

$$n = \frac{300(\text{g})}{30 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = 10 \text{ moles de NO}$$

Sabemos por la reacción que cuando se producen 2 moles de NO, también se producen 4 moles de H₂O



$$X = 20 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Ahora, como tenemos los moles de H₂O (20 moles) y podemos determinar la masa molar del H₂O (18 g/mol), tenemos todos los datos necesarios para calcular la masa:

$$n (\text{mol}) = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} \quad \xrightarrow{\text{eso implica que}} \quad \text{masa (g)} = n (\text{mol}) * \text{masa molar} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)$$

Reemplazando:

$$\text{masa (g)} = 20 \text{ mol} * 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 360 \text{ g de H}_2\text{O}$$

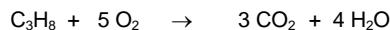
10. Para la reacción de combustión del propano



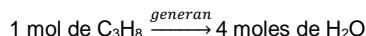
Indique los moles de agua que se obtendrán al hacer reaccionar 10 moles de propano (C₃H₈).

- A) 0,2 mol
- B) 0,4 mol
- C) 20 moles
- D) 40 moles

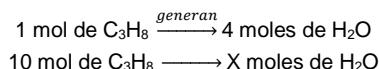
Lo primero que debemos hacer es equilibrar la ecuación



Ahora, de la ecuación sabemos que:



Finalmente, hacemos la relación



$$X = 40 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

11. ¿Cuántos gramos de carburo de calcio (CaC₂) se necesitan para obtener 15 g de hidróxido cálcico, según la siguiente reacción? (Pesos atómicos: Ca = 40 g/mol ; C = 12 g/mol)



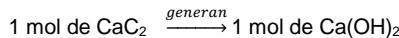
- A) 1,28 g
- B) 12,0 g
- C) 12,8 g
- D) 120 g

Como esta ecuación está igualada, podemos empezar a trabajar directamente en ella:

Lo primero que debemos hacer es calcular los moles, y para eso necesitamos determinar la masa molar del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ que es 74,1 g/mol y a continuación calculamos los moles.

$$n \text{ (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = \frac{15 \text{ g}}{74,1 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = 0,20 \text{ mol}$$

Ahora, de la ecuación sabemos que:



Finalmente, hacemos la relación:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } \text{CaC}_2 &\xrightarrow{\text{generan}} 1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \\ X \text{ moles de } \text{CaC}_2 &\longrightarrow 0,20 \text{ moles de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \\ X &= 0,20 \text{ moles de } \text{CaC}_2 \end{aligned}$$

Ahora, como nos están pidiendo la masa de CaC_2 , utilizamos lo siguiente:

$$n \text{ (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} \quad \xrightarrow{\text{eso implica que}} \quad \text{masa (g)} = n \text{ (mol)} * \text{masa molar} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)$$

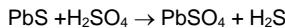
Determinamos entonces la masa molar del CaC_2 que es de 64,1 g/mol. Reemplazando:

$$\text{masa (g)} = 0,20 \text{ mol} * 64,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 12,8 \text{ g de } \text{CaC}_2$$

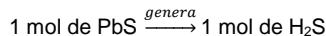
12. Al tratar 5,00 g de PbS puro ($M = 239 \text{ g/mol}$) con exceso de ácido sulfúrico ($M = 98 \text{ g/mol}$) se obtienen 410 mL de H_2S gaseoso, medido en condiciones normales de presión y temperatura, según la ecuación: $\text{PbS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$ El porcentaje de rendimiento de la reacción fue:

- A) 54,3
- B) 80,9
- C) 87,6
- D) 75,0
- E) 63,4

Lo primero es revisar si la reacción está igualada, y está Ok.



De la ecuación sabemos que:



Calculamos entonces los moles de PbS, ya que sabemos la masa molar.

$$n \text{ (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = \frac{5 \text{ g}}{239 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = 0,0209 \text{ mol de PbS}$$

Como sabemos entonces que:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de PbS} &\xrightarrow{\text{genera}} 1 \text{ mol de H}_2\text{S} \\ 0,0209 \text{ moles de PbS} &\longrightarrow X \text{ mol de H}_2\text{S} \\ X &= 0,0209 \text{ moles de H}_2\text{S} \end{aligned}$$

Ahora, sabemos que se debieran obtener 0,00209 moles de H_2S a partir de 5 g de PbS, pero nos dicen que se producen 410 mL de H_2S gaseoso

Debemos calcular a cuántos moles equivalen 410 mL (0,41 L) de H_2S gaseoso, medido en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), y recordamos que:

$$1 \text{ mol H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{equivale a}} 22,4 \text{ L (en CNPT)}$$

Reemplazando:

$$1 \text{ mol H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{equivale a}} 22,4 \text{ L (en CNPT)}$$

$$X \text{ mol H}_2\text{S} \longrightarrow 0,41 \text{ L}$$

$$X = 0,0183 \text{ moles de H}_2\text{S}$$

Estos 0,0183 moles, son los moles que se forman de H₂S en esta reacción, sin embargo, estequiométricamente sabemos que se debían formar 0,00209 moles de H₂S.

Entonces, debemos calcular el rendimiento de la reacción.

$$0,0209 \text{ moles de H}_2\text{S} \rightarrow 100\% \text{ de rendimiento}$$

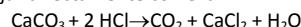
$$0,0183 \text{ moles de H}_2\text{S} \rightarrow X\% \text{ de rendimiento}$$

$$X = 87,6 \% \text{ de rendimiento}$$

13. Para la reacción: CaCO₃ + 2 HCl → CO₂ + CaCl₂ + H₂O La masa, en gramos, de CaCl₂ (M = 111 g/mol) obtenida a partir de 250 g de un mineral de CaCO₃ (M = 100 g/mol) de un 92% de pureza, será:

- A) 278
- B) 265
- C) 324
- D) 255

Esta reacción ya está igualada, por lo que podemos trabajar directamente con ella:



Como sabemos que el mineral tiene un 92% de pureza (esto quiere decir que solamente el 92 % de su masa corresponde a CaCO₃) calculamos la masa de mineral que realmente se utilizará en la reacción:

$$250 \text{ g} \rightarrow 100\%$$

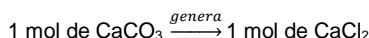
$$X \rightarrow 92\%$$

$$X = 230 \text{ g}$$

Calculamos entonces los moles del CaCO₃

$$n (\text{mol}) = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = \frac{230 \text{ g}}{100 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} = 2,3 \text{ moles de CaCO}_3$$

Según la reacción:



Entonces

$$1 \text{ mol de CaCO}_3 \xrightarrow{\text{genera}} 1 \text{ mol de CaCl}_2$$

$$2,3 \text{ moles de CaCO}_3 \longrightarrow X \text{ mol de CaCl}_2$$

$$X = 2,3 \text{ moles de CaCl}_2$$

Ahora calculamos la masa de CaCl₂ a la que equivalen los 2,3 moles de CaCl₂. Recordemos que en el enunciado nos indicaban la masa molar (111 g/mol)

$$n (\text{mol}) = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)} \quad \xrightarrow{\text{eso implica que}} \quad \text{masa (g)} = n (\text{mol}) * \text{masa molar} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)$$

Reemplazando:

$$\text{masa (g)} = 2,3 \text{ mol} * 111 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 255 \text{ g de CaCl}_2$$

14. Considérese la siguiente reacción (no igualada): $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

La masa, en gramos, de Cl_2 ($M = 71,0 \text{ g/mol}$) producida al hacer reaccionar 0,860 mol de MnO_2 ($M= 87,0 \text{ g/mol}$) con 48,2 g de HCl ($M = 36,5 \text{ g/mol}$) es:

- A) 0,86
- B) 23,4
- C) 61,1
- D) 71,0
- E) 1,30

Primero igualamos la ecuación

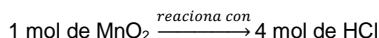


Vemos primero los moles de reactante que tenemos:

MnO_2 : 0,860 moles

$$HCl: n (\text{mol}) = \frac{\text{masa} (\text{g})}{\text{masa molar} (\frac{\text{g}}{\text{mol}})} = \frac{48,2 \text{ g}}{36,5 (\frac{\text{g}}{\text{mol}})} = 1,32 \text{ moles}$$

Por la reacción sabemos que:



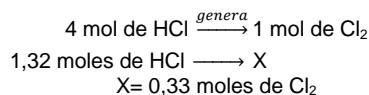
Calculamos el reactivo limitante:



Si despejamos la incógnita, obtenemos que se necesitan 3,44 moles de HCl para consumir los 0,860 moles de MnO_2 , y no nos alcanza porque tenemos solamente 1,32 moles de HCl. Por lo tanto este cálculo NO SIRVE*.

Si despejamos la incógnita, obtenemos que necesitamos 0,33 moles de MnO_2 para consumir los 1,32 mol de HCl y si nos alcanza, porque tenemos 0,860 moles. Por lo tanto este cálculo SIRVE.

Entonces ahora hacemos la relación de los reactivos con los productos, pero a partir del reactivo limitante:



$$n (\text{mol}) = \frac{\text{masa} (\text{g})}{\text{masa molar} (\frac{\text{g}}{\text{mol}})} \quad \text{eso implica que} \quad \text{masa} (\text{g}) = n (\text{mol}) * \text{masa molar} (\frac{\text{g}}{\text{mol}})$$

Reemplazando:

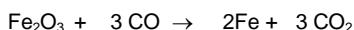
$$\text{masa} (\text{g}) = 0,33 \text{ mol} * 71 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 23,4 \text{ g de } Cl_2$$

15. ¿Cuál es la suma de los coeficientes estequiométricos cuando la siguiente ecuación está igualada correctamente con coeficientes enteros mínimos?



- A) 5
- B) 9
- C) 7
- D) 8

Para esto, debemos igualar la ecuación:



Entonces sumamos: 1 (aunque no aparece en el Fe_2O_3) + 3 + 2 + 3 = 9

EQUILIBRIO QUÍMICO

RECUERDEN QUE: Las constantes de equilibrio debieran tener unidades de concentración o de presión, excepto cuando resulta adimensional ($\Delta n=0$). A pesar de esto, la constante se considerará adimensional en el curso de Química General, con el fin de evitar confusión en los estudiantes.

16. En un recipiente a volumen constante, que se mantiene a 959 K, se introduce dióxido de carbono e hidrógeno. Sus presiones parciales antes de reaccionar son 1,00 atm para el CO₂ y 2,00 atm para el hidrógeno. Se verifica entonces la reacción:



En el equilibrio, la presión parcial del agua es de 0,570 atm. El valor de K_p para la reacción es:

- A) 0,53
- B) 1,96
- C) 88,2
- D) 156
- E) 44,8

$\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$				
Inicial reacción	1 atm	2 atm	0	0
equilibrio	-X	-X	+X	+X
	1 atm - X	2 atm - X	+ X	+ X

Ahora, como nos dicen que en el equilibrio la presión parcial de H₂O es 0,570, y sabemos que en el equilibrio la presión parcial de H₂O corresponde a +X, deducimos que X=0,570

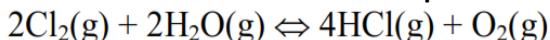
Expresamos entonces la constante de equilibrio:

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}} * p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{CO}_2} * p_{\text{H}_2}}$$

Reemplazando:

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}} * p_{\text{H}_2\text{O}}}{p_{\text{CO}_2} * p_{\text{H}_2}} = \frac{X * X}{(1\text{atm} - X) * (2\text{atm} - X)} = \frac{0,570\text{atm} * 0,570\text{atm}}{(1\text{atm} - 0,57\text{atm}) * (2\text{atm} - 0,57\text{atm})} = 0,53$$

17. Suponiendo que en la siguiente reacción se ha alcanzado el equilibrio:

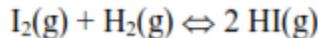


El cambio que aumenta la cantidad de agua es:

- A) Se introduce oxígeno
- B) Se introduce Cl₂
- C) Se retira O₂
- D) Se disminuye la presión
- E) Se introduce un catalizador

- ✓ Si se introduce O₂, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, por lo que aumenta la cantidad de agua.
- ✓ Si se introduce Cl₂, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, por lo que disminuye la cantidad de agua.
- ✓ Si se retira O₂, introduce O₂, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, por lo que aumenta la cantidad de agua.
- ✓ Si disminuye la presión, aumenta el volumen, y el equilibrio se desplaza hacia donde hay más moles de volumen, es decir a la derecha (donde hay 5 moles).
- ✓ Si se introduce un catalizador, no se altera el equilibrio.

18. En un recipiente de 10,0 L de capacidad a la temperatura de 500°C, se introducen 0,500 moles de hidrógeno y 0,500 moles de yodo. La constante de equilibrio Kc para la reacción:



a la temperatura dada es 50. La presión total en el recipiente, en atm, una vez alcanzado el equilibrio, es:

- A) 2,86
- B) 3,24
- C) 4,10
- D) 6,34
- E) 10,8

Lo primero que hacemos es transformar los moles a concentración molar (moles/L). Entonces, como en ambos casos tenemos 0,5moles en 10,0 L, quedaría:

$$C = \frac{0,5 \text{ moles}}{10,0 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$$

Hacemos entonces la tabla para determinar las concentraciones en el equilibrio

$I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$				
Inicial reacción	0,05	0,05	0	(El 2 es por la estequiométrica de la reacción)
equilibrio	$-X$	$-X$	$+2X$	
	$0,05 - X$	$0,05 - X$	$+2X$	

Expresamos entonces la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{C_{HI}^2}{C_{I_2} * C_{H_2}}$$

Reemplazando:

$$K_c = \frac{C_{HI}^2}{C_{I_2} * C_{H_2}} = \frac{(2X)^2}{(0,05 - X) * (0,05 - X)} = \frac{(2X)^2}{(0,05 - X)^2} = 50$$

Ahora, como tenemos

$$50 = \frac{(2X)^2}{(0,05 - X)^2} \quad / \sqrt{\quad}$$

$$\sqrt{50} = \frac{\sqrt{(2X)^2}}{\sqrt{(0,05 - X)^2}}$$

lo que se puede escribir de la siguiente manera:

$$\sqrt{50} = \frac{2X}{(0,05 - X)}$$

Reemplazando tenemos:

$$7,07 = \frac{2X}{0,05 - X} \quad \Rightarrow \quad 7,07 * (0,05 - X) = 2X$$

$$\begin{aligned} 0,3535 - 7,07 X &= 2X \\ 0,3535 &= 2X + 7,07 X \\ 0,3535 &= 9,07 X \\ X &= 0,039 \end{aligned}$$

Reemplazando el valor de X en las concentraciones en equilibrio

$I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$				
equilibrio	0,05 - X	0,05 - X	+ 2X	
	0,011	0,011	0,078	

De lo anterior podemos calcular los moles totales en 1 L de solución: ($0,011 + 0,011 + 0,078 = 0,1$)

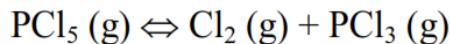
Como: $PV = nRT$ y sabemos que la temperatura es $500^{\circ}\text{C} = 773\text{ K}$

Reemplazamos:

$$P = \frac{0,1\text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \times 773\text{ K}}{1\text{ L}}$$

$$P = 6,34\text{ atm}$$

19. Cuando se calienta PCl_5 en un recipiente cerrado a 250°C y 1,00 atm de presión se disocia el 80,0% según la reacción:



El valor de K_p es:

- A) 5,86
- B) 1,76
- C) 466
- D) 48,4
- E) 12,6

Como nos dicen que se disocia solamente el 80 %, podemos considerar que vamos a partir de una concentración definida, por ejemplo 1 M

$$\begin{aligned} 1\text{M} &\rightarrow 100\% \\ X &\rightarrow 80\% \\ X &= 0,8\text{ M} \end{aligned}$$

Si esto es así, hacemos entonces la tabla para determinar las concentraciones en el equilibrio. (Recuerden que si es 0,8 M, quiere decir que tenemos 0,8 moles en 1L, por lo que igual se puede considerar como moles)

$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{PCl}_3(\text{g})$			
Inicial	1	0	0
reacción	-X	+X	+X
equilibrio	1 - X	+ X	+ X

Como sabemos el valor de X, reemplazamos

$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{PCl}_3(\text{g})$			
Inicial	1	0	0
reacción	-0,8	+0,8	+0,8
equilibrio	0,2	+ 0,8	+ 0,8

De lo anterior podemos calcular los moles totales en 1 L de solución: $(0,2 + 0,8 + 0,8 = 1,8)$

Sabemos además que:

$$X_i = \frac{\text{moles de } i}{\text{moles totales}} \quad \xrightarrow{\text{por ejemplo}} \quad X_{\text{PCl}_5} = \frac{\text{moles de } \text{PCl}_5}{\text{moles totales}} = \frac{0,2}{1,8} = 0,11$$

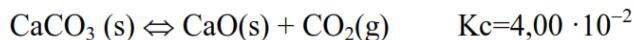
Además, debemos considerar que $p_i = P_T \cdot X_i \quad \xrightarrow{\text{siguiendo el mismo ejemplo anterior}} \quad p_i = P_T \cdot X_i = 1 \text{ atm} \cdot 0,11 = 0,11 \text{ atm}$

$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{PCl}_3(\text{g})$			
moles	0,2	0,8	0,8
X_i	0,11	0,44	0,44
p_i	0,11	0,44	0,44

Ahora reemplazamos en la ecuación:

$$K_p = \frac{p_{Cl_2} * p_{PCl_3}}{p_{Cl_5}} = \frac{0,44atm * 0,44atm}{0,11atm} = 1,76$$

20. En un matraz de 5,00 litros se introducen 10,0 mol de CaCO₃ y se calienta a 1000 K, estableciéndose el equilibrio:



La cantidad de CO₂ que se obtiene, en mol, es:

- A) $4,00 \cdot 10^{-2}$
- B) $8,00 \cdot 10^{-3}$
- C) $6,40 \cdot 10^{-2}$
- D) 0,200
- E) 1,00

Lo primero que hacemos es transformar los moles a concentración molar (moles/L). Entonces, como en ambos casos tenemos 10,0 moles en 5,00 L, quedaría:

$$C = \frac{10,0 \text{ moles}}{5,00 \text{ L}} = 2,00 \text{ M}$$

Hacemos entonces la tabla para determinar las concentraciones en el equilibrio

CaCO ₃ (s) ⇌ CaO(s) + CO ₂ (g)			
Inicial reacción	2,00	0	0
equilibrio	2,00 - X	+X	+X

$$K_c = C_{\text{CaO}} * C_{\text{CO}_2}$$

Acá es importante señalar que no se considera el CaCO₃, porque es un sólido, y en la constante de equilibrio se consideran solamente elementos o compuestos en estado gaseoso o acuoso.

Reemplazando entonces tenemos que:

$$4,00 \cdot 10^{-2} = C_{\text{CaO}} * C_{\text{CO}_2} = X * X$$

$$4,00 \cdot 10^{-2} = X^2 / \sqrt{} \\ 0,200 = X$$

Ahora como sabemos que X = 0,200, podemos decir que los moles de CO₂ que se obtienen en 1 L son 0,200.

21. En un recipiente de 3,00 litros se introducen 0,600 moles de HI(g), 0,300 moles de H₂(g) y 0,300 moles de I₂(g) a 490°C, estableciéndose:



- A) El sistema se encuentra en equilibrio
- B) La reacción se desplazará hacia la formación de reaccionantes
- C) La reacción se desplazará hacia la formación de productos
- D) Aumentará sólo el H
- E) Disminuirá sólo el I

Lo primero que hacemos es transformar los moles a concentración molar (moles/L):

$$C = \frac{0,600 \text{ moles}}{3,00 \text{ L}} = 0,200 \text{ M}$$

$$C = \frac{0,300 \text{ moles}}{3,00 \text{ L}} = 0,100 \text{ M}$$

$$C = \frac{0,300 \text{ moles}}{3,00 \text{ L}} = 0,100 \text{ M}$$

Ahora, como tenemos las concentraciones iniciales, podemos calcular el Q (para concentraciones iniciales).

$$Q = \frac{C_{H_2} * C_{I_2}}{C_{HI}^2} = \frac{0,100M * 0,100M}{(0,200)^2} = 0,25$$

Cuando $Q > K_c$, hay más productos que reactantes. Para disminuir el contenido de productos, la reacción se desplazaría a la izquierda y produciría más reactantes

22. Para el equilibrio químico en fase gaseosa

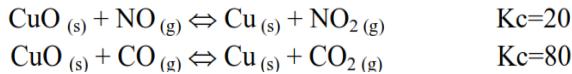


El valor de la K_p que favorece una menor producción de C, a una temperatura determinada es:

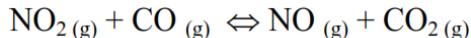
- A) 0,01
- B) 0,00001
- C) 10000
- D) $1 * 10^{-11}$
- E) 46

Debemos recordar que mientras más grande es la constante, el equilibrio está más desplazado a los productos. Como acá nos piden el valor de K_p que favorece una MENOR producción de C, la respuesta correcta sería $1 * 10^{-11}$.

23. Los siguientes equilibrios tienen las constantes que se indican a 20 °C:



La constante K_c para el siguiente equilibrio a la misma temperatura vale:



- A) 1600
- B) 0,250
- C) 4,00
- D) $6,25 * 10^{-4}$
- E) Otro valor

La reacción final es el producto entre la suma de la reacción 1 (pero inversa) y la reacción 2.

Entonces para calcular la K_c de la reacción final debiéramos considerar:

$$Kc_{reacción\ final} = \frac{1}{Kc_{de\ la\ primera\ reacción}} * Kc_{de\ la\ segunda\ reacción}$$

$$Kc_{reacción\ final} = \frac{1}{20} * 80 = 4,00$$

24. En un recipiente de volumen fijo se introduce, a 250 °C, una cierta cantidad de pentacloruro de fósforo que se descompone:



En el equilibrio existen 0,53 moles de cloro y 0,32 moles de pentacloruro de fósforo. ¿Cuál es el volumen del recipiente si $K_c = 4,1 \cdot 10^{-2}$?

- A) 0,88 L
- B) 3,69 L
- C) 21,4 L
- D) 0,047 L
- E) 2,14 L

$$K_c = \frac{C_{\text{PCl}_3} \cdot C_{\text{Cl}_2}}{C_{\text{PCl}_5}} = 4,1 \cdot 10^{-2} = \frac{\frac{0,53}{V} \cdot \frac{0,53}{V}}{\frac{0,32}{V}}$$

$$V = 21,4 \text{ L}$$

25. Se tiene la siguiente ecuación química:



Indique, según el principio de Le Chatelier, cuándo se favorece la formación de A

- I) Cuando aumenta la temperatura
- II) Cuando disminuye el volumen
- III) Cuando disminuye la presión

- A) Solo I
- B) Solo II
- C) I y II
- D) I y III
- E) I, II y III

Al ser el $\Delta H < 0$, se sabe que la reacción es exotérmica. Entonces si aumenta la temperatura la reacción se desplaza hacia los reactantes.

Cuando disminuye el volumen, el equilibrio se desplaza hacia donde haya menos moles. En el caso de esta reacción hay 3 moles en los reactantes (1 de A y 2 de B) y 5 moles en los reactantes (5 moles de C)

26. Determine K_p para el equilibrio siguiente a 1273°C si K_c es $2,24 \times 10^{22}$ a la misma temperatura.



- A) $2,33 \times 10^{24}$
- B) $1,77 \times 10^{20}$
- C) $2,84 \times 10^{24}$
- D) $2,24 \times 10^{22}$
- E) $2,15 \times 10^{20}$

En este ejercicio ocupamos la fórmula:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = \text{productos} - \text{reactivos} = 2 - (2+1) = -1$$

Recordamos además, que como está involucrada la constante de los gases R, debemos usar la temperatura en K. Entonces, la temperatura es 1546 K.

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 2,24 \cdot 10^{22} \cdot (0,082 \cdot 1546)^{-1} = 1,77 \cdot 10^{20}$$

EQUILIBRIO IONICO

27. Una disolución de ácido fórmico HCOOH (M = 46 g/mol) que contiene 4,60 g de ácido por litro de disolución, tiene un pH de 2,37. El valor de la constante de ionización del ácido fórmico, es:

- A) $6,3 \cdot 10^{-3}$
- B) 0,217
- C) $5,46 \cdot 10^3$
- D) $1,8 \cdot 10^{-4}$
- E) 4,61

Lo primero que debemos determinar es la molaridad inicial del HCOOH. Para esto primero determinamos los moles:

$$n = \frac{m(g)}{MM(\frac{g}{mol})} = \frac{4,60\ g}{46\ \frac{g}{mol}} = 0,1\ mol$$

Ahora, calculamos la concentración molar:

$$M = \frac{\text{moles}}{V(L)} = \frac{0,1\ mol}{1\ L} = 0,1\ M$$

Otro dato que nos dan es que la solución tiene un pH 2,37. Recordando entonces que:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad \xrightarrow{\text{esta implica que}} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,37} = 4,27 \cdot 10^{-3}\ M$$

En la calculadora, para poder determinar $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$, es necesario usar la función antilog -pH (es decir colocar shift log -pH)

Ahora, determinamos el % de disociación del ácido. Si es menor a 5%, podemos calcular la Ka directamente:

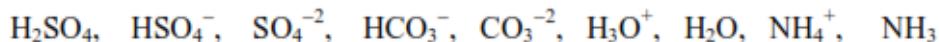
$\text{C}_i \rightarrow 100\%$ $\text{H}^+ \rightarrow X\%$ Donde C_i es la Concentración inicial	$0,1\ M \rightarrow 100\%$ $4,27 \cdot 10^{-3} \rightarrow X\%$ $X = 4,27$
---	--

Como el porcentaje de disociación es menor al 5%, podemos ocupar directamente la siguiente fórmula:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_i}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_i} = \frac{(4,27 \cdot 10^{-3})^2}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

28. De las siguientes especies las que pueden actuar sólo como ácidos, según la teoría de Brönsted y Lowry, son:



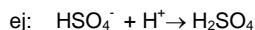
- A) $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_3\text{O}^+, \text{NH}_4^+$
- B) $\text{HSO}_4^-, \text{SO}_4^{2-}, \text{CO}_3^{2-}$
- C) $\text{HCO}_3^-, \text{CO}_3^{2-}, \text{NH}_4^+$
- D) $\text{H}_3\text{O}^+, \text{NH}_3, \text{H}_2\text{SO}_4$
- E) $\text{NH}_4^+, \text{NH}_3, \text{H}_3\text{O}^+$

La teoría de Brönsted y Lowry define que un ácido es aquella sustancia que libera H^+ , y una base es aquella sustancia que acepta H^+ .

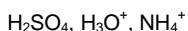
De las sustancias propuestas, las que pueden liberar H^+ son las siguientes:



De estas sustancias entonces, las que pueden actuar como base (es decir aceptan H^+) y que por ende se descartan de la alternativa correcta serían:



Entonces la alternativa correcta sería:



29. Calcule el pH de una solución si su concentración de $\text{OH}^- = 7,00 \times 10^{-4} \text{ M}$, e indique si la solución es ácida o básica.

- A) 3,15 ácida
- B) 17,2 básica
- C) 10,8 básica
- D) 11,0 básica
- E) 10,8 ácida

Hay diferentes maneras para resolver esta pregunta.

La primera es recordando que:

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

Entonces:

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot [7,00 \times 10^{-4}] \xrightarrow{\text{despejando tenemos}} [\text{H}^+] = 1,43 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,43 \times 10^{-11}) = 10,84$$

Otra forma es, calculando el pOH:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(7,00 \times 10^{-4}) = 3,2$$

$$\text{Ahora como } \text{pH} + \text{pOH} = 14 \xrightarrow{\text{despejando tenemos}} \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,2 = 10,8$$

Ahora, para discriminar si una sustancia es ácida o básica debemos recordar que la escala de pH va de 0 a 14. Las soluciones neutras tienen un pH = 7, las soluciones ácidas tienen un pH menor que 7 y las soluciones básicas tienen un pH mayor que 7.

30. Calcular la cantidad de KOH ($K_b = \infty$) necesaria para preparar 250 mL de disolución acuosa de $pH = 9,0$.

- A) $2,5 \cdot 10^{-6}$ mol
- B) $1,0 \cdot 10^{-5}$ mol
- C) $2,5 \cdot 10^{-10}$ mol
- D) $1,4 \cdot 10^{-4}$ mol
- E) $1,4 \cdot 10^{-8}$ mol

Si una solución tiene $pH=9$, podemos calcular la $[H^+]$

$$pH = -\log[H^+] \quad \xrightarrow{\text{esto implica que}} \quad [H^+] = 10^{-pH} = 1,00 \cdot 10^{-9} M$$

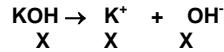
Recordemos que:

$$1 \cdot 10^{-14} = [H^+] \cdot [OH^-]$$

Entonces:

$$1 \cdot 10^{-14} = [1,00 \cdot 10^{-9}] \cdot [OH^-] \xrightarrow{\text{despejando tenemos}} [OH^-] = 1,00 \cdot 10^{-5} M$$

Ahora, como nos dicen que tenemos KOH y nos indican que su $K_b = \infty$, sabemos que el KOH se disocia completamente:



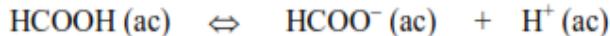
Entonces:

Si sabemos la concentración de OH^- , sabemos directamente la concentración de KOH = $1,00 \cdot 10^{-5} M$

Como sabemos la concentración molar de KOH, sabemos los moles que tenemos en 1 L de solución.

$$\begin{aligned} 1,00 \cdot 10^{-5} \text{ moles} &\rightarrow 1000 \text{ mL} \\ X &\rightarrow 250 \text{ mL} \\ X &= 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ moles} \end{aligned}$$

31. El ácido metanoico HCOOH es un ácido débil. Al disolver una solución de concentración inicial 0,1 M el pH de la disolución es 2,3. El % de disociación de este ácido es:



- A) $5 \cdot 10^{-3}\%$
- B) 5,0 %
- C) 0,1 %
- D) $1,0 \cdot 10^{-3}\%$
- E) 0,23 %

Se sabe que el pH de la solución es 2,3, por lo que podemos calcular la $[H^+]$.

$$pH = -\log[H^+] \quad \xrightarrow{\text{esto implica que}} \quad [H^+] = 10^{-pH} = 5 \cdot 10^{-3} M$$

Hacemos ahora la tabla para determinar concentraciones en el equilibrio

HCOOH (ac)	\rightleftharpoons	$\text{HCOO}^- \text{ (ac)}$	$+$	$\text{H}^+ \text{ (ac)}$
0,1		0		0
-X		+X		+X
<hr/> 0,1 - X		<hr/> +X		<hr/> +X

Además como ya sabemos la $[H^+]$, sabemos directamente el valor de X

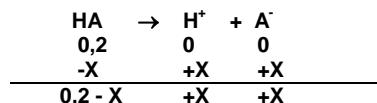
$$X = 5 \cdot 10^{-3} M$$

Como queremos determinar el % de disociación, utilizamos la fórmula:

$C_i \rightarrow 100\%$ $X \text{ (de la ecuación)} \rightarrow X\%$ Donde C_i es la Concentración inicial	$0,1 \text{ M} \rightarrow 100\%$ $5 \cdot 10^{-3} \rightarrow X\%$ $X = 5,0 \%$
--	--

32. El pH de una solución de un ácido débil de $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$ de concentración inicial 0,2M es:

- A) 2,73
- B) -2,73
- C) 11,27
- D) 6,0
- E) 8,0



Expresamos entonces la constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{C_{\text{H}^+} * C_{\text{A}^-}}{C_{\text{HA}}}$$

Reemplazando:

$$K_a = \frac{C_{\text{H}_2}^2}{C_{\text{H}_2} * C_{\text{H}_2}} = \frac{X * X}{(0,2 - X)} = \frac{(X)^2}{(0,2 - X)} = 1,75 * 10^{-5}$$

Resolviendo entonces la ecuación de segundo grado, obtenemos que $X = 1,86 * 10^{-3} \text{ M}$

Ahora, como $X = [\text{H}^+] = 1,86 * 10^{-3} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,86 * 10^{-3}) = 2,73$$

Ojo que este ejercicio también se podría haber hecho directamente.

Si determinamos el % de disociación:

$C_i \rightarrow 100\%$ $X \text{ (de la ecuación)} \rightarrow X\%$ Donde C_i es la Concentración inicial	$0,2 \text{ M} \rightarrow 100\%$ $1,86 * 10^{-3} \rightarrow X\%$ $X = 0,93 \%$
--	--

Como el % de disociación es menor a 5%, podemos despreciar la X que está en el denominador:

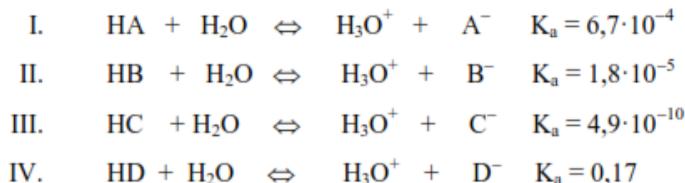
$$K_a = \frac{C_{\text{H}^+} * C_{\text{A}^-}}{C_{\text{HA}}} = \frac{(X)^2}{(0,2 - X)} = 1,75 * 10^{-5}$$

y obtener que

$$X = [\text{H}^+] = \sqrt{K_a * C_i}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a * C_i} = \sqrt{1,75 * 10^{-5} * 0,2} = 1,87 * 10^{-3}$$

33. Ordenar los siguientes ácidos hipotéticos en orden creciente de acidez:



- A) I < II < III < IV
- B) I > III > II > IV
- C) III < II < I < IV
- D) III > I > II > IV
- E) IV > I > II < III

A mayor constante, más fuerte será el ácido, recordemos que una constante cuando tiende a infinito, nos indica que el ácido en este caso es fuerte y se disocia completamente.

El orden creciente sería entonces:

III < II < I < IV

34. Al hacer reaccionar 30 mL de hidróxido de potasio ($K_b = \infty$) 0,1 M con 50 mL de ácido nítrico ($K_a = \infty$) 0,1 M, el pH de la solución resultante será:

- A) 1,2
- B) 12,8
- C) 1,60
- D) 12,4
- E) Ninguno

Como el ácido y la base son fuertes y además como en el punto de equivalencia se debieran neutralizar utilizamos:

$$C_{\text{base}} * V_{\text{base}} = C_{\text{ácido}} * V_{\text{ácido}}$$

30 mL de base se neutralizan completamente con 30 mL de ácido, y quedan 20 mL de ácido 0,1 M sin reaccionar.

Calculamos los moles que quedarían sin reaccionar:

$$0,02 \text{ L} * 0,1 \text{ mol / L} = 2 * 10^{-3} \text{ mol}$$

Ahora hay:

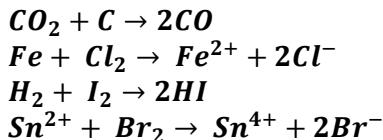
$$\begin{array}{ccc} 2 * 10^{-3} \text{ mol de ácido} & \xrightarrow{\text{están en}} & 80 \text{ mL de solución} \\ X & \xrightarrow{\text{están en}} & 1000 \text{ mL} \\ & & X = 0,025 \end{array}$$

Entonces la concentración de HNO_3 es 0,025 M, y como es un ácido fuerte se disocia completamente, por lo que la $[\text{H}^+] = 0,025 \text{ M}$,

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log (0,025 \text{ M}) = 1,6$$

REDOX

35. Las siguientes relaciones son espontáneas en el sentido indicado:

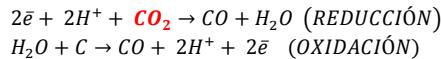


Las especies oxidantes para cada reacción, en el orden entregado son las siguientes:

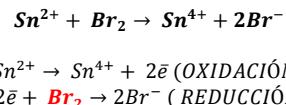
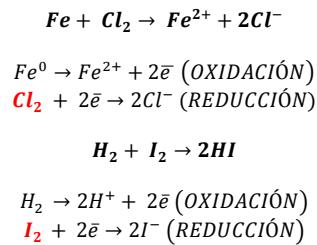
- A) CO₂, Cl₂, H₂, Sn²⁺
- B) C, Cl₂, I₂, Br₂
- C) CO₂, Fe, I₂, Br₂
- D) C, Cl₂, H₂, Sn²⁺
- E) CO₂, Cl₂, I₂, Br₂

Las especies oxidantes son aquellas que tienen la capacidad de oxidar a otras, mientras que ella misma se reduce. Para las reacciones en estudio se tiene que:

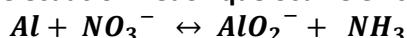
CO₂ + C → 2CO , cuyas ecuaciones de semireacción son



Por lo tanto, la especie que se reduce (aquella que tiene la capacidad de oxidar a la otra especie y adquiere electrones) es el CO₂. De manera análoga se deben analizar las semireacciones de las otras reacciones:



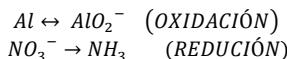
36. Al igualar y completar la siguiente ecuación Redox que ocurre en solución acuosa y pH básico:



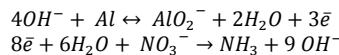
La suma de todos los coeficientes es:

- A) 11
- B) 18
- C) 29
- D) 32
- E) Ninguno de los anteriores

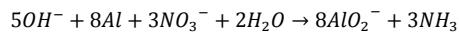
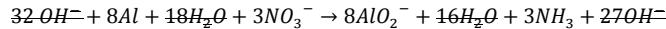
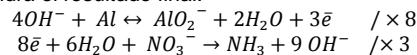
Para realizar el ajuste en medio básico, primero que todo se deben plantear las semireacciones de oxidación y reducción, para ajustarlas por separado:



ahora, igualamos con OH^- y H_2O



Luego, mediante un ajuste de carga, se obtendrá el resultado final:



Finalmente, la suma total de los coeficientes estequiométricos es:

$$5+8+3+2+8+3 = 29$$

37. De acuerdo a la siguiente reacción $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(ac)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + Cu_{(s)}$, con $\Delta E^0 = 1,10\text{V}$ se puede afirmar que:

- I. La reacción es espontánea
- II. Cu^{2+} es el agente reductor
- III. El Zn se oxida
- IV. El Cu^{2+} es el agente oxidante

Son correctas:

- A) Sólo I y II
- B) Sólo III y IV
- C) Sólo I y III
- D) I, III y IV.
- E) I, II y IV.

I. La reacción es espontánea

(Si. Ya que el valor de ΔE^0 es positivo)

II. Cu^{2+} es el agente reductor

(No. En la reacción, el cobre pasa de un estado de oxidación 2+ a 0, lo que implica una reducción, por lo tanto este actúa como agente oxidante)

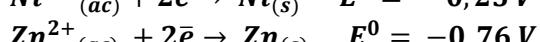
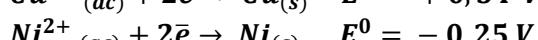
III. El Zn se oxida

(Si. Ya que el cambio en su estado de oxidación va de 0 a 2+, o sea que aumenta)

IV. El Cu^{2+} es el agente oxidante

(Si, porque el Cu^{2+} se reduce a Cu^0)

38. En las siguientes reacciones, la pila que entrega mayor diferencia de potencial se formará entre:



- A) Cu y Ni^{2+}
- B) Cu^{2+} y Zn
- C) Cu^{2+} y Ni
- D) Zn y Cu^{2+}
- E) Cu y Ni

- A) Para el primer caso, se plantea hacer reaccionar Cu con Ni^{2+} , por lo que la reacción sería:



Para conocer la diferencia de potencial se tiene lo siguiente:

$$\Delta E^0 = E^0(\text{cátodo}) - E^0(\text{ánodo})$$

En el Cátodo ocurre la Reducción y en el Ánodo la Oxidación. Por lo tanto la diferencia de potencial podría entenderse como:

$$\Delta E^0 = E^0(\text{reduce}) - E^0(\text{oxida})$$

Por lo tanto para la reacción dada se tiene que:

$$\Delta E^0 = E^0_{Ni^{2+}/Ni^0} - E^0_{Cu^{2+}/Cu^0}$$

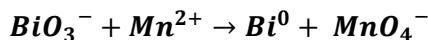
$$\Delta E^0 = -0,25\ V - 0,34\ V = -0,59\ V$$

De manera análoga, se realizó el cálculo para las otras reacciones, obteniéndose los siguientes resultados:

- B) Cu²⁺ y Zn: $\Delta E^0 = E^0_{Cu^{2+}/Cu^0} - E^0_{Zn^{2+}/Zn^0} = 0,34\ V - -0,76\ V = 1,1\ V$
 C) Cu²⁺ y Ni: $\Delta E^0 = E^0_{Cu^{2+}/Cu^0} - E^0_{Ni^{2+}/Ni^0} = 0,34\ V - -0,25\ V = 0,59\ V$
 D) Zn y Cu²⁺ = b)
 E) Cu y Ni (no hay reacción)

Por lo tanto la celda Cu²⁺ y Zn es la que entrega una mayor diferencia de potencial.

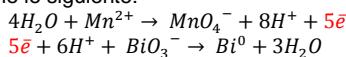
39. En la siguiente Redox que ocurre en solución acuosa y pH ácido:



El número de electrones intercambiados es:

- A) 2
 B) 3
 C) 4
 D) 5
 E) 6

Al ajustar las ecuaciones de semirreacción, se tiene lo siguiente:



40. Dada la siguiente celda galvánica $Fe_{(s)}/Fe^{2+}(1M) // Cd^{2+}(1M)/Cd_{(s)}$, es correcto afirmar que:

- I. El Fe se oxida
 II. El Cd se oxida
 III. El Fe es el ánodo
 IV. El Cd es el cátodo

Son correctas:

- A) I y III
 B) II y IV
 C) I y IV
 D) I, III y IV
 E) II, III y IV

- I. El Fe se oxida
 (Sí. Como lo indica la Celda, el Hierro pasa de estado de oxidación 0 a 2+)

- II. El Cd se oxida
(*No. El cadmio es quien se reduce. Pasa de un estado de oxidación 2+ a 0*)
- III. El Fe es el ánodo
(*Sí, ya que en él ocurre la oxidación*)
- IV. El Cd es el cátodo
(*Sí, ya que en él ocurre la reducción*)

Por convención, la celda electroquímica se representa escribiendo de izquierda a derecha:

- El ánodo;
- La solución en la cual está inmerso el ánodo.
- La solución en la cual está inmerso el cátodo.
- El cátodo.

41. El número de oxidación del azufre en los siguientes compuestos es, respectivamente:

	H ₂ SO ₄	SO ₃	H ₂ SO ₃	H ₂ S
A)	+6	+6	+4	-2
B)	+4	-3	+6	+4
C)	+3	+3	+4	-2
D)	+6	+3	-2	+4
E)	+3	+4	+6	-2

Para el H₂SO₄, se sabe que el oxígeno presenta carga 2⁻ y el hidrógeno carga 1⁺. También que la carga total es 0:

$$(2 \times 1) + X + (4 \times -2) = 0$$

$$X = 8 - 2$$

$$X = +6$$

Para el SO₃:

$$(-2 \times 3) + X = 0$$

$$X = +6$$

Para H₂SO₃:

$$(2 \times 1) + X + (3 \times -2) = 0$$

$$X = 6 - 2$$

$$X = +4$$

Para H₂S:

$$(2 \times 1) + X = 0$$

$$X = -2$$

Ejercicios de Química tipo Prueba N°2
Facultad de Ingeniería
Material elaborado por el Comité Editorial PAIEP
(Enero 2014)



Respuestas:

Pregunta	Alternativa
1	A
2	C
3	D
4	C
5	B
6	D
7	A
8	C
9	D
10	D
11	C
12	C
13	D
14	B
15	B
16	A
17	A
18	D
19	B
20	D
21	B
22	D
23	C
24	C
25	C
26	B
27	D
28	A
29	C
30	A
31	B
32	A
33	C
34	C
35	E
36	C
37	D
38	B
39	D
40	D
41	A