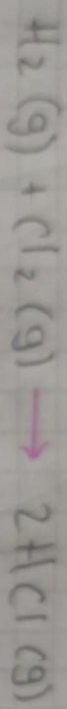


Ejercicio



En un recipiente de 6 L se introducen 37 g de  $H_2$  y 25 g de  $Cl_2$ . ¿Cuántos gramos de  $HCl$  se forman?

$H_2$

$$PM = 2 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{g}{PM} = \frac{37}{2} = 18.5 \text{ mol}$$

$$M = \frac{m}{V} = \frac{18.5}{6} = 3.08 \text{ mol/L}$$

$Cl_2$

$$PM = 70 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{g}{PM} = \frac{25}{70} = 0.357 \text{ mol}$$

$$M = \frac{m}{V} = \frac{0.357}{6} = 0.0595 \text{ mol/L}$$

$2HCl$

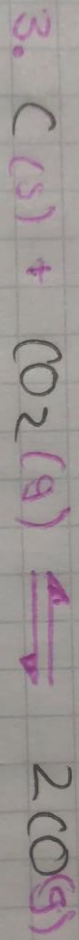
$$PM = 36.5 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{g}{PM} = \frac{37}{36.5} = 1.014 \text{ mol}$$

$$M = \frac{m}{V} = \frac{1.014}{6} = 0.169 \text{ mol/L}$$

	$H_2$	$Cl_2$	$2HCl$
Equilibrio (mol)	3.08	0.0595	0.0595

$$\frac{[0.0595]^2}{[3.08][0.0595]} = \frac{0.0025}{0.185} = 0.0135$$



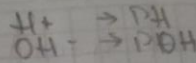
$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

→ Heterogeneous



$$K_c = \frac{[C_6H_5COO^-] \times [H^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

→ Homogeneous



### Taller

1. Calcular el pOH, la concentración de iones hidrogeno y iones hidroxido si la solución tiene un pH igual a 9.6
2. Calcular el pH, la concentración de iones hidrogeno y iones hidroxido si la solución tiene un pOH de 2.50
3. Calcular el pH, pOH y  $(\text{OH}^-)$  si la solución tiene  $(\text{H}^+)$  es de  $2.4 \times 10^{-6} \text{ M}$
4. Calcular el pH, pOH y  $(\text{H}^+)$  si la solución tiene  $(\text{OH}^-)$  es de  $4.45 \times 10^{-6} \text{ M}$

### Solución

$$\text{shift log} = \frac{\text{pH}}{\text{pOH}}$$

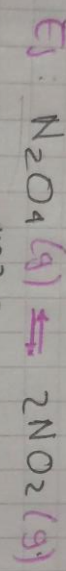
1.  $\text{pH} = 9.6$   
 $\text{pOH} = 14 - 9.6 = 4.4$   
 $(\text{H}^+) = 2.51 \times 10^{-10} \text{ M}$   
 $(\text{OH}^-) = 3.98 \times 10^{-5} \text{ M}$
2.  $\text{pOH} = 2.50$   
 $\text{pH} = 14 - 2.50 = 11.5$   
 $(\text{H}^+) = 3.16 \times 10^{-12} \text{ M}$   
 $(\text{OH}^-) = 1.26 \times 10^{-3} \text{ M}$
3.  $(\text{H}^+) = 2.4 \times 10^{-6} \text{ M}$   
 $(\text{OH}^-) = 4.159 \times 10^{-9} \text{ M}$   
 $\text{pH} = -\log 2.4 \times 10^{-6}$   
 $-\log \text{H}^+ \text{ Exp} = 5.619$   
 $14 - 5.619 = 8.381$   
 $\text{pOH} = -\log \text{OH}^-$
4.  $(\text{OH}^-) = 4.45 \times 10^{-6} \text{ M}$   
 $(\text{H}^+) = 4.365 \times 10^{-9} \text{ M}$   
 $\text{pOH} = 14 - 6.64 = 7.36$   
 $\text{pH} = 7.36$

Se puede dar una constante de equilibrio cuando la reacción es reversible

depende de la velocidad de la reacción

se tienen en cuenta los estados de la materia (sólido, líquido, gaseoso, acuoso) (S, L, G, Ac-Aq)

Sólido y líquido → No se tienen en cuenta gaseoso y acuoso → Si se tienen en cuenta



$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

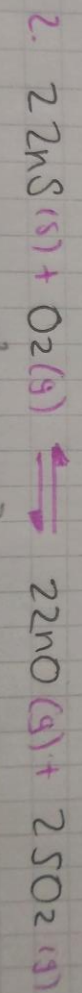
Reactivos → Productos  
Productos → Reactivos

Reactivos  
Productos

Ejercicios



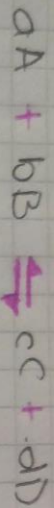
$$K_c = \frac{[NH_3]^2 \times [H_2O]^4}{[NO_2]^2 \times [H_2]^2} \rightarrow \text{heterogéneo}$$



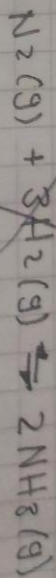
$$K_c = \frac{[ZnO]^2 \times [SO_2]^2}{[ZnS]^2 \times [O_2]} \rightarrow \text{heterogéneo}$$



## Equilibrio quimico



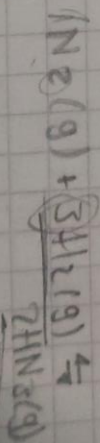
$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$



Equilibrio (M)	$N_2$	$H_2$	$NH_3$
	0.921	0.763	0.157

$$K = \frac{[0.157]^2}{(0.921)(0.763)^3} = \frac{[0.0246]}{0.921(0.444)} = 6.0602$$

Calcular la constante de equilibrio para la siguiente reaccion si la concentracion de nitrógeno es de 3,1M y la de hidrogeno es de 5M y la de amoníaco es de 1,4M



Equilibrio (M)	$N_2$	$3H_2$	$2NH_3$
	3,1	5	1,4

$$K = \frac{[1,4]^2}{[3,1][5]^3} = \frac{1,96}{3,1 \times 125} = \frac{1,96}{387,5} = 0,005$$

0,005