

Equilibrio químico (práctico)

Prof. Laura C. Lerici

Equilibrio químico

- Equilibrio químico (generalidades)
- Equilibrio ácido-base
- Equilibrio de solubilidad

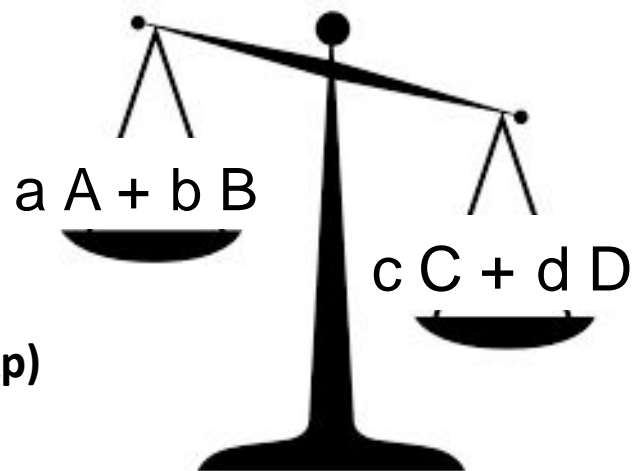
Expresión de la constante de equilibrio



$$K_C = \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b}$$

Si la reacción reversible tiene especies gaseosas es posible plantear una **constante de equilibrio basada en presiones (Kp)**

$$K_P = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

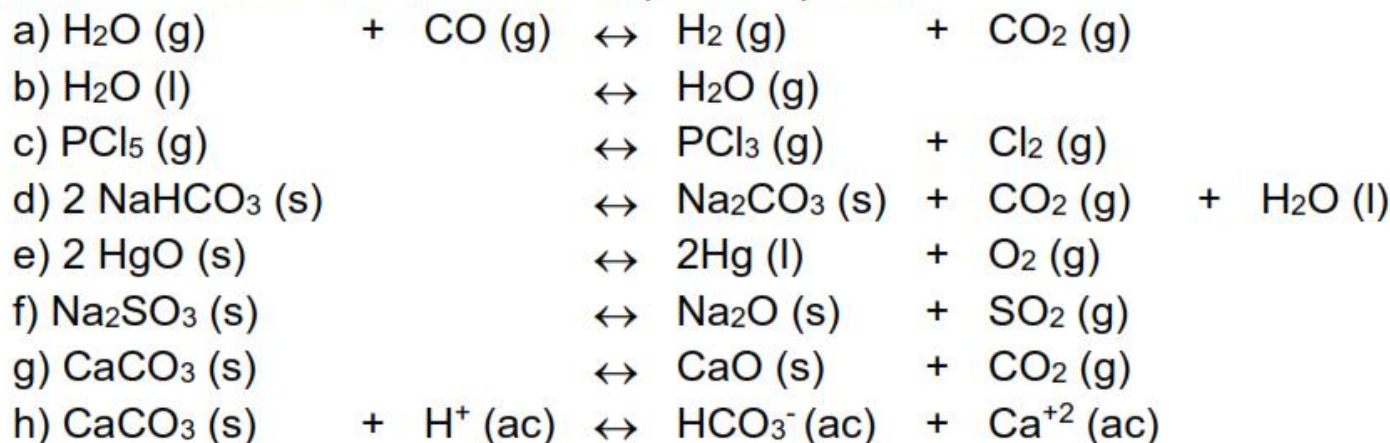


Ejercitamos!!



Ejercitación

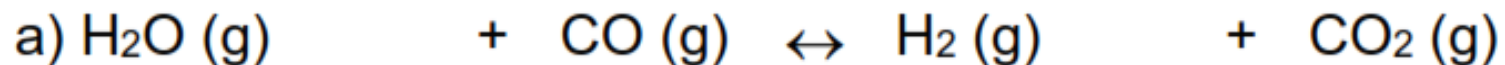
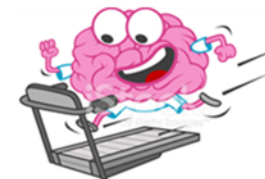
1.- Expresar las constantes de equilibrio, K_c y K_p (si corresponde), en las siguientes reacciones e indicar en cada caso el tipo de equilibrio.



Tener en cuenta:

- Los sólidos y los líquidos puros no aparecen en la expresión de la K .
- Las concentraciones deben expresarse en mol/L.
- Las presiones deben expresarse en atm.
- Las constantes K_c y K_p son adimensionales.

Ejercitamos!!



$$K_C = \frac{C_{\text{CO}_2} \cdot C_{\text{H}_2}}{C_{\text{CO}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$K_P = \frac{P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}}$$



$$K_C = C_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$K_P = P_{\text{H}_2\text{O}}$$

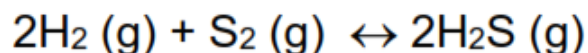


$$K_C = \frac{C_{\text{Ca}^{2+}} \cdot C_{\text{HCO}_3^-}}{C_{\text{H}^+}}$$

Ejercitamos!!



2.- Un análisis indica que hay 2,5 moles de hidrógeno, $1,35 \times 10^{-5}$ moles de azufre y 8,7 moles de sulfuro de hidrógeno en un recipiente de 12L, para el siguiente proceso que ha alcanzado el equilibrio a 700°C :



a) calcular el K_c para la reacción;

b) calcular el K_p a partir de las presiones parciales.



Equilibrio (mol/L)	0,208	$1,125 \times 10^{-6}$	0,725
--------------------	-------	------------------------	-------

a.

$$K_C = \frac{C_{\text{H}_2\text{S}}^2}{C_{\text{H}_2}^2 \cdot C_{\text{S}_2}}$$

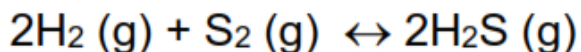
$$K_C := \frac{0.725^2}{0.208^2 \cdot 1.125 \cdot 10^{-6}}$$

$$K_C = 1.08 \times 10^7$$

Ejercitamos!!



2.- Un análisis indica que hay 2,5 moles de hidrógeno, $1,35 \times 10^{-5}$ moles de azufre y 8,7 moles de sulfuro de hidrógeno en un recipiente de 12L, para el siguiente proceso que ha alcanzado el equilibrio a 700°C :



a) calcular el K_c para la reacción;

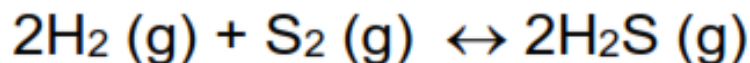
b) calcular el K_p a partir de las presiones parciales.

b.

- Calcular las presiones parciales de cada especie en el equilibrio

$$P_{\text{H}_2\text{S}} := \frac{8.7 \cdot 0.082 \cdot 973}{12} \quad \cancel{\text{mol}} \cdot \frac{\cancel{\text{atm}} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \cdot \cancel{\text{K}} \cdot \cancel{\text{L}}$$

$$P_{\text{H}_2\text{S}} = 57.845 \quad \text{atm}$$



Equilibrio (atm)	16,62	$8,98 \times 10^{-5}$	57,84
------------------	-------	-----------------------	-------

- Calcular de K_p

$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{S}}^2}{P_{\text{H}_2}^2 \cdot P_{\text{S}_2}}$$

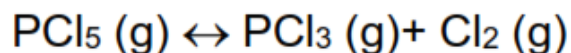
$$K_p := \frac{57.845^2}{16.622^2 \cdot (8.976 \times 10^{-5})}$$

$$K_p = 1.349 \times 10^5$$

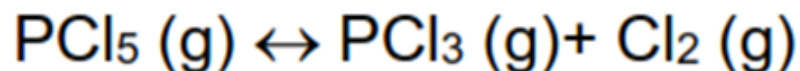
Ejercitamos!!



10.- La constante K_c para la reacción:



es igual a 0,042 a cierta temperatura. Si se colocan inicialmente 2 moles de PCl_5 y 1 mol de PCl_3 en un recipiente de 5L a esa temperatura. ¿Cuáles serán las concentraciones en el equilibrio de cada uno de los gases?



inicio	2/5	1/5	0
reacción	-x	+x	+x
Equilibrio (mol/L)	2/5-x	1/5+x	x

$$K_C := \frac{C_{\text{Cl}_2} \cdot C_{\text{PCl}_3}}{C_{\text{PCl}_5}}$$

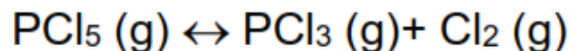
$$0.042 := \frac{\left(\frac{1}{5} + x\right) \cdot x}{\frac{2}{5} - x}$$

Despejamos x de la expresión de K_c : Ecuación cuadrática!!

Ejercitamos!!



10.- La constante K_c para la reacción:



es igual a 0,042 a cierta temperatura. Si se colocan inicialmente 2 moles de PCl_5 y 1 mol de PCl_3 en un recipiente de 5L a esa temperatura. ¿Cuáles serán las concentraciones en el equilibrio de cada uno de los gases?

Despejamos x de la expresión de K_c : Ecuación cuadrática!!

Ecuación cuadrática $x^2 + 0.242 \cdot x - 0.0168 = 0$

Aplicando Bhaskara

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

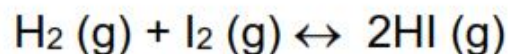
$$a=1 \quad b=0,242 \quad c=-0,0168$$

$$X=0,056$$

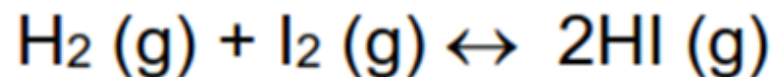
Ejercitamos!!



9.- Un matraz de 1 L se llena con 1 mol de hidrógeno y 2 moles de yodo a 448° C. El valor de la Kc es de 50,5 a 448° C, para la reacción:



¿Cuáles son las concentraciones de cada uno de los gases en el equilibrio?



$$K_C = \frac{C_{\text{HI}}^2}{C_{\text{I}_2} \cdot C_{\text{H}_2}}$$

inicio	1	2	0
reacción	-x	-x	+2x
Equilibrio (mol/L)	1-x	2-x	2x

Despejamos x de la expresión de Kc: Ecuación cuadrática!!

$$50.5 = \frac{(2 \cdot x)^2}{(1 - x) \cdot (2 - x)}$$



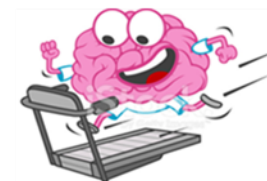
$$y(x) := 0.921 \cdot x^2 - 3 \cdot x + 2$$

$$x := 0.935$$

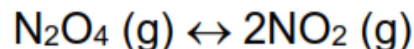
$$C_{\text{HI}} := 2 \cdot x = 1.87$$

$$C_{\text{H}_2} := 1 - x = 0.065 \quad C_{\text{I}_2} := 2 - x = 1.065$$

Ejercitamos!!



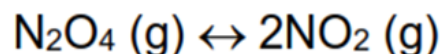
6.- Un matraz se carga con 1,500 atm de N_2O_4 (g) y 1 atm de NO_2 (g) a 25°C . La reacción de equilibrio está dada por la ecuación:



una vez que se alcanza el equilibrio, la presión parcial del dióxido de nitrógeno es de 0,512 atm.

- a) ¿Cuál es la presión parcial del tetróxido de nitrógeno?
- b) Calcule el valor de la K_p de la reacción.
- c) ¿Se dispone de suficiente información para calcular la K_c de la reacción? JSR

a.



Inicio (atm)	1,5	1
reacción	-x	+2x
Equilibrio (atm)	1,5-x	0,512

$$1-2x = 0,512$$

$$x = -0,244$$

Reemplazando x por su igual:

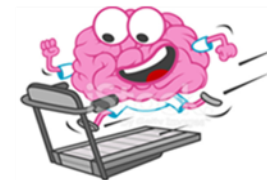
$$1.5 - (-0.244) = 1.744$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 1,744 \text{ atm}$$

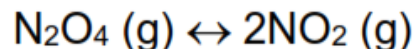
$$1 + 2 \cdot (-0.244) = 0.512$$

$$P_{\text{NO}_2} = 0,512 \text{ atm}$$

Ejercitamos!!



6.- Un matraz se carga con 1,500 atm de N_2O_4 (g) y 1 atm de NO_2 (g) a 25°C . La reacción de equilibrio está dada por la ecuación:



una vez que se alcanza el equilibrio, la presión parcial del dióxido de nitrógeno es de 0,512 atm.

- a) ¿Cuál es la presión parcial del tetróxido de nitrógeno?
- b) Calcule el valor de la K_p de la reacción.
- c) ¿Se dispone de suficiente información para calcular la K_c de la reacción? JSR

b.

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

$$K_p := \frac{0.512^2}{1.744} = 0.15$$

c.

$$K_p := K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

Diferencia de coeficientes
estequiométricos

$$\Delta n := 2 - 1 = 1$$

$$R = 0,082 \quad \begin{matrix} \text{atm} \cdot \text{L} \\ \text{mol} \cdot \text{K} \end{matrix}$$

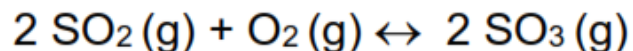
Despejamos K_c

$$K_c = 0.00614$$

Ejercitamos!!

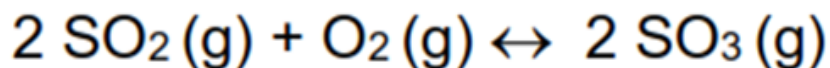


11.- A 1225 °C la constante de equilibrio de la siguiente reacción:



es de $K_c = 0,152$. En un momento determinado la concentración de las sustancias que intervienen son, $[\text{SO}_3] = 0,04\text{M}$, $[\text{SO}_2] = 0,45\text{ M}$, $[\text{O}_2] = 0,26\text{ M}$.

¿Está el sistema en equilibrio? Si no lo está, ¿cómo evolucionará para alcanzar el equilibrio?



Concentración (mol/L)	0,45	0,26	0,04
-----------------------	------	------	------

$$Q_C := \frac{c_{\text{SO}_3}^2}{c_{\text{O}_2} \cdot c_{\text{SO}_2}^2}$$



$$Q_C := \frac{0.04^2}{0.26 \cdot 0.45^2}$$

$$Q_C = 0.03$$

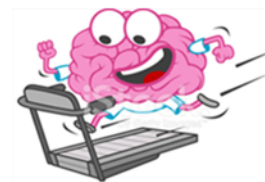
Comparamos Q_c con K_c :

$$0,03 < 0,152$$

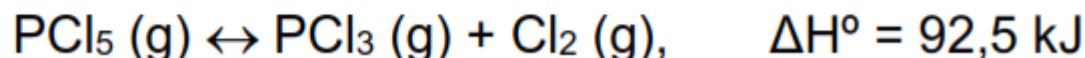
$Q_c < K_c$ No está en el equilibrio

La reacción debe desplazarse hacia la derecha


Ejercitamos!!



13.- Para el siguiente proceso en equilibrio:



Justificando su respuesta, ¿cuál será la dirección de desplazamiento de equilibrio? Cuando:

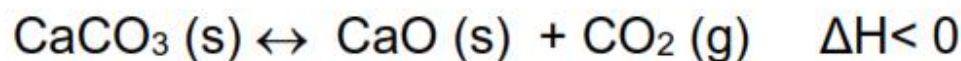
- a) se eleva la temperatura. 
- b) se agrega cloro gaseoso a la mezcla en equilibrio.
- c) se retira algo de tricloruro de fósforo de la mezcla.
- d) se incrementa la presión sobre la mezcla.
- e) se agrega un catalizador a la mezcla.



Ejercitamos!!



14.- En un recipiente cerrado se tiene el siguiente equilibrio:



¿Qué sucedería si? J.S.R.

- a) se aumenta el volumen,
- b) se agregara CaO a la mezcla,
- c) se extrajera carbonato de calcio,
- d) se agregara dióxido de carbono,
- e) se aumentara la temperatura



Equilibrio Acido - Base

Acidos y bases

- Un ácido de Brønsted es una sustancia que puede **donar** un protón.

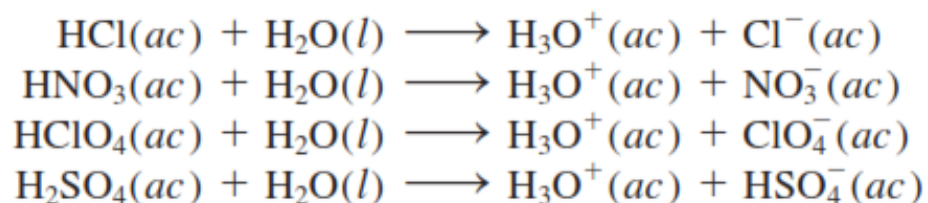


- Una base de Brønsted es una sustancia que puede **aceptar** un protón.

Acidos fuertes

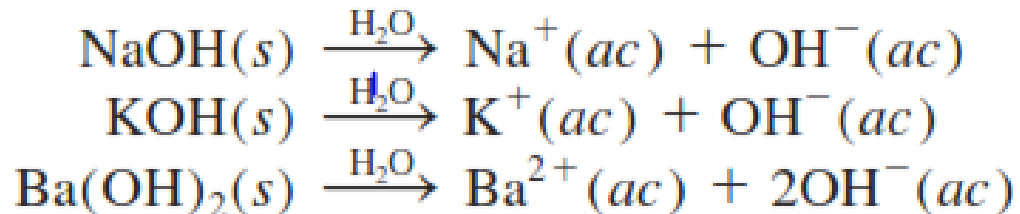
Los ***ácidos fuertes*** son electrólitos fuertes que se ionizan completamente en el agua.

La mayoría de los ácidos fuertes son ácidos inorgánicos como el ácido clorhídrico (HCl) , el ácido nítrico (HNO₃) , el ácido perclórico (HClO₄) y el ácido sulfúrico (H₂SO₄).



Bases fuertes

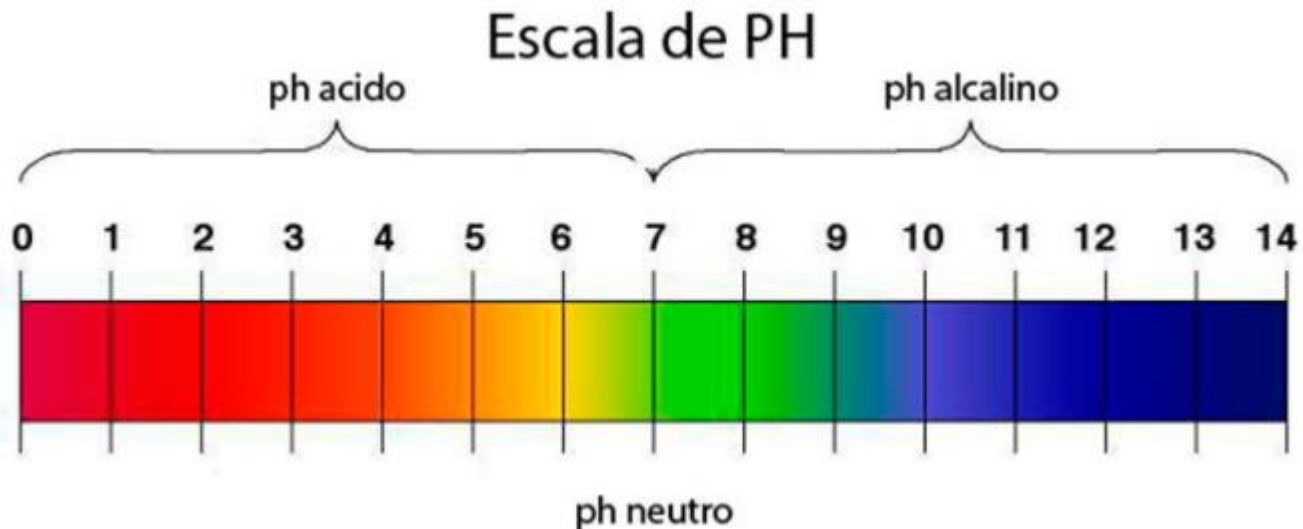
Las ***bases fuertes*** son electrólitos fuertes que se ionizan completamente en agua. Los hidróxidos de los metales alcalinos y los de algunos metales alcalinotérreos son bases fuertes.



Medida de la acidez

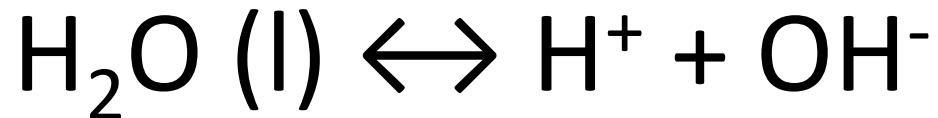
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$



$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Autoionización del Agua



$$K_W = C_{\text{H}^+} + C_{\text{OH}^-} \quad K_W = 1.10^{-14} \quad \text{a } 25^\circ\text{C}$$

Aplicando log a ambos lados:

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_W$$

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

Ejercitamos!!



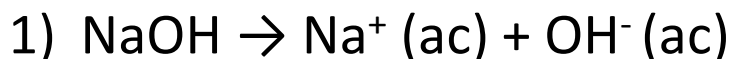
15.- a) Indique cuáles de las siguientes soluciones son ácidas, básicas o neutras:

1) 0,62M NaOH

2) $1,4 \times 10^{-3}$ M HCl

3) $2,5 \times 10^{-11}$ M $[H^+]$

4) $3,3 \times 10^{-10}$ M $[OH^-]$



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

De donde provienen los protones en esta solución??



Los protones provienen de la autoionización del agua de la solución!!!

$$pOH = -\log [OH^-] \quad \rightarrow \quad pOH = -\log [0,62] \quad \rightarrow \quad pOH = 0,207$$

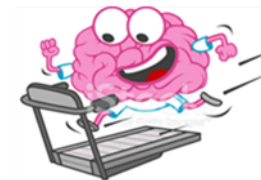
$$pH = 14 - pOH$$

\rightarrow

$$pH = 13,79$$

Solución básica

Ejercitamos!!



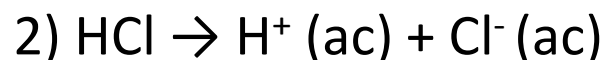
15.- a) Indique cuáles de las siguientes soluciones son ácidas, básicas o neutras:

1) 0,62M NaOH

2) $1,4 \times 10^{-3}$ M HCl

3) $2,5 \times 10^{-11}$ M $[H^+]$

4) $3,3 \times 10^{-10}$ M $[OH^-]$



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

$$pH = -\log [1,4 \times 10^{-3}]$$

pH = 2,85

Solución ácida

Ejercitamos!!



17.- Una solución tiene un pH = 8,82. Calcular:

- a) concentración de iones H^+ ,
- b) concentración de OH^- ,
- c) el pOH.

a) $[H^+] = 10^{-pH}$

$$[H^+] = 10^{-8,82}$$

$$[H^+] = 1,51 \times 10^{-9}$$

b) $[OH^-] = 10^{-pOH}$

$$pOH = 14 - 8,82$$

$$[OH^-] = 10^{-5,18}$$

$$[OH^-] = 6,61 \times 10^{-6}$$

EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

Reacción de precipitación:



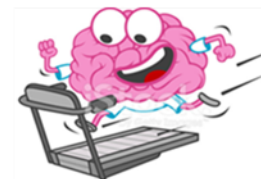
Constante de producto de solubilidad

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

Presencia de dos fases!!

Una fase sólida con una sal sin disolver y otra líquida con los iones disueltos!!

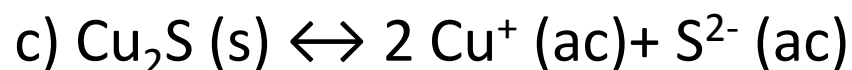
Ejercitamos!!



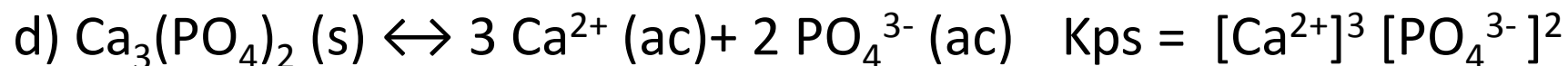
20.- Escriba la expresión de la constante del producto de solubilidad para cada uno de los siguientes compuestos: AgI, BaCO₃, Cu₂S, y Ca₃(PO₄)₂.



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{I}^-]$$



$$K_{ps} = [\text{Cu}^+]^2 [\text{S}^{2-}]$$



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

Ejercitamos!!



21.- Un litro de solución saturada de cromato de plata a 25°C contiene 0,0435 gramos de Ag_2CrO_4 disuelto. Calcule su solubilidad molar y la constante del producto de solubilidad.



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

		2 S	S
--	--	-----	---

$$PM_{\text{cromato}} = 331,73 \text{ g/mol}$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$n_{\text{cromato}} = 0,0435 / PM_{\text{cromato}}$$

$$n_{\text{cromato}} = 1,31 \times 10^{-4} \text{ moles}$$

$$K_{ps} = (2 \cdot S)^2 \cdot S$$

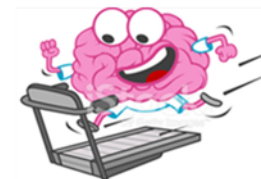
$$S = n_{\text{cromato}} / 1 \text{ L}$$

$$K_{ps} = 4 \cdot S^3$$

$$S = 1,31 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_{ps} = 8,99 \times 10^{-12}$$

Ejercitamos!!



26.- Si a 200 mL de BaCl_2 0,0040 M se le agregan a 600mL de K_2SO_4 0,0080 M ¿Se formará algún precipitado? JSR

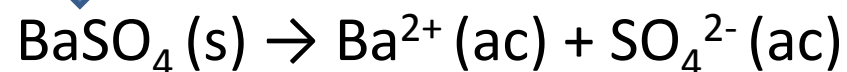
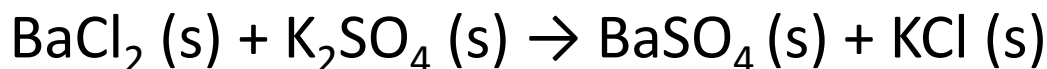


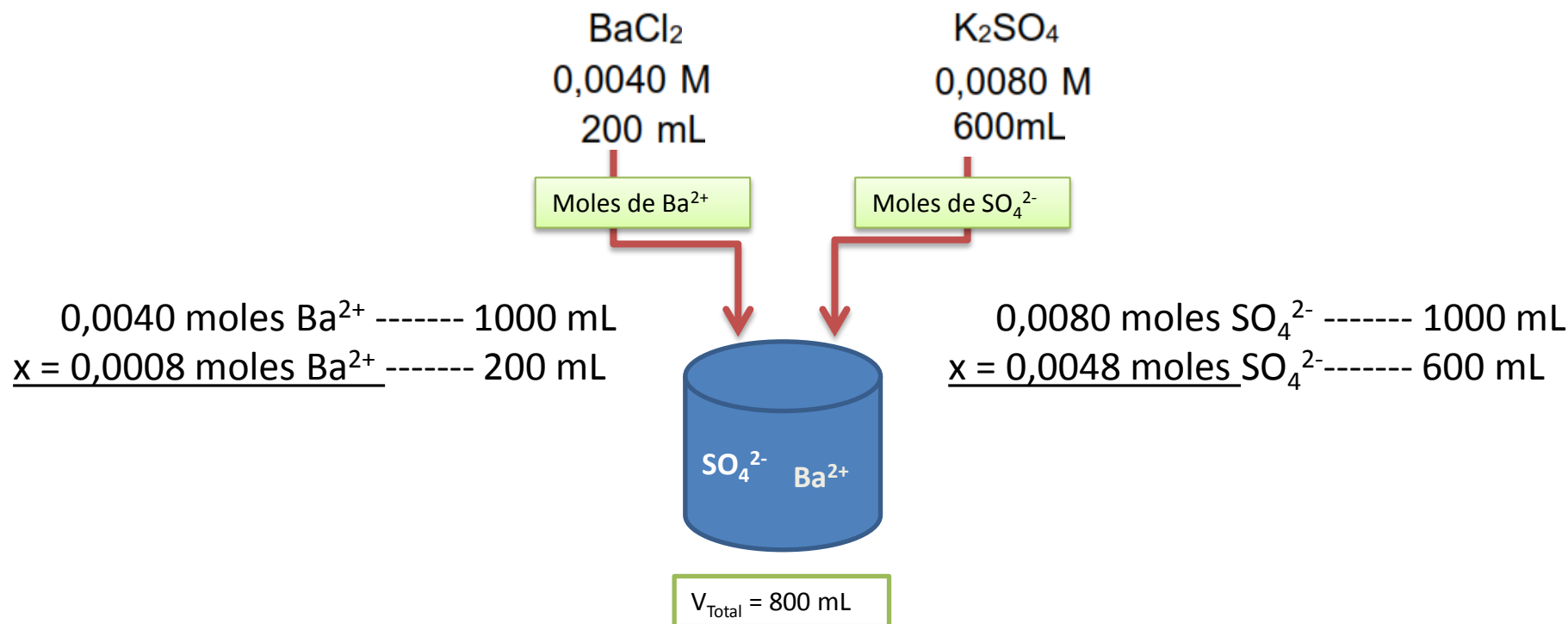
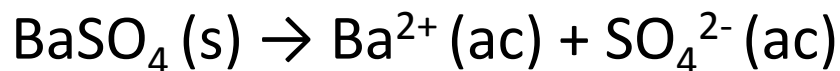
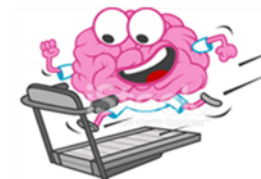
TABLE 16.2 Solubility Products of Some Slightly Soluble Ionic Compounds at 25°C

Compound	K_{sp}	Compound	K_{sp}
Aluminum hydroxide $[\text{Al}(\text{OH})_3]$	1.8×10^{-33}	Lead(II) chromate (PbCrO_4)	2.0×10^{-14}
Barium carbonate (BaCO_3)	8.1×10^{-9}	Lead(II) fluoride (PbF_2)	4.1×10^{-8}
Barium sulfate (BaSO_4)	1.1×10^{-10}	Lead(II) iodide (PbI_2)	1.4×10^{-8}
Bismuth sulfide (Bi_2S_3)	1.6×10^{-72}	Lead(II) sulfide (PbS)	3.4×10^{-28}
Cadmium sulfide (CdS)	8.0×10^{-28}	Magnesium carbonate (MgCO_3)	4.0×10^{-5}
Calcium carbonate (CaCO_3)	8.7×10^{-9}	Magnesium hydroxide $[\text{Mg}(\text{OH})_2]$	1.2×10^{-11}
Calcium fluoride (CaF_2)	4.0×10^{-11}	Manganese(II) sulfide (MnS)	3.0×10^{-14}
Calcium hydroxide $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$	8.0×10^{-6}	Mercury(I) chloride (Hg_2Cl_2)	3.5×10^{-18}
Calcium phosphate $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$	1.2×10^{-26}	Mercury(II) sulfide (HgS)	4.0×10^{-54}
Chromium(III) hydroxide $[\text{Cr}(\text{OH})_3]$	3.0×10^{-29}	Nickel(II) sulfide (NiS)	1.4×10^{-24}
Cobalt(II) sulfide (CoS)	4.0×10^{-21}	Silver bromide (AgBr)	7.7×10^{-13}
Copper(I) bromide (CuBr)	4.2×10^{-8}	Silver carbonate (Ag_2CO_3)	8.1×10^{-12}
Copper(I) iodide (CuI)	5.1×10^{-12}	Silver chloride (AgCl)	1.6×10^{-10}
Copper(II) hydroxide $[\text{Cu}(\text{OH})_2]$	2.2×10^{-20}	Silver iodide (AgI)	8.3×10^{-17}
Copper(II) sulfide (CuS)	6.0×10^{-37}	Silver sulfate (Ag_2SO_4)	1.4×10^{-5}
Iron(II) hydroxide $[\text{Fe}(\text{OH})_2]$	1.6×10^{-14}	Silver sulfide (Ag_2S)	6.0×10^{-51}
Iron(III) hydroxide $[\text{Fe}(\text{OH})_3]$	1.1×10^{-36}	Strontium carbonate (SrCO_3)	1.6×10^{-9}
Iron(II) sulfide (FeS)	6.0×10^{-19}	Strontium sulfate (SrSO_4)	3.8×10^{-7}
Lead(II) carbonate (PbCO_3)	3.3×10^{-14}	Tin(II) sulfide (SnS)	1.0×10^{-26}
Lead(II) chloride (PbCl_2)	2.4×10^{-4}	Zinc hydroxide $[\text{Zn}(\text{OH})_2]$	1.8×10^{-14}
		Zinc sulfide (ZnS)	3.0×10^{-23}

Calcular **Qps** para
comparar con el **Kps**

$$Q_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Ejercitamos!!

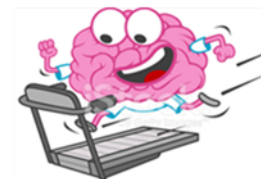


Calcular las concentraciones del catión bario y sulfato en el recipiente

0,0008 moles Ba²⁺ ----- 800 mL
x = 0,001 conc de Ba²⁺ ----- 1000 mL

0,0048 moles SO₄²⁻ ----- 800 mL
x = 0,006 conc de SO₄²⁻ ----- 1000 mL

Ejercitamos!!



$$Q_{ps} = [Ba^{2+}] [SO_4^{2-}]$$

$$Q_{ps} = 0,001 * 0,006$$

$$Q_{ps} = 6 \times 10^{-6}$$

Comparo con $K_{ps} = 1,1 \times 10^{-10}$

$Q_{ps} > K_{ps}$

Hay precipitado!!