



**UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
Projeto Pró-Ensino de Química Geral**

APOSTILA DE RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS SOBRE EQUILÍBRIO DE SOLUBILIDADE

São Mateus/ES

2020

EXERCÍCIOS SOBRE EQUILÍBRIO DE SOLUBILIDADE

1. (Exer. 69. Cap. 12, ATKINS, 2012, p. 512) As concentrações de íons magnésio, cálcio e níquel (II) em solução aquosa são iguais a 0,001 mol/L.

$$K_{ps}(Mg(OH)_2) = 1,1 \times 10^{-11}$$

$$K_{ps}(Ca(OH)_2) = 5,5 \times 10^{-6}$$

$$K_{ps}(Ni(OH)_2) = 6,5 \times 10^{-18}$$

- a) Qual é a ordem de precipitação quando uma solução de KOH é adicionada?
- b) Determine o pH em que cada sal precipita.

2. (Exer. 61. Cap. 12, ATKINS, 2012, p. 512) Use os dados da tabela 12.4 para calcular a solubilidade de cada substância pouco solúvel em sua respectiva solução:

- a) Hidróxido de alumínio em pH 7,0 e em pH 4,5.

$$K_{ps}(Al(OH)_3) = 1 \times 10^{-33}$$

- b) Hidróxido de zinco em pH 7,0 e em pH 6,0.

$$K_{ps}(Zn(OH)_2) = 2 \times 10^{-17}$$

3. (Exer. 4. Lista de exercícios sobre Eq. de solubilidade, UFES. DCN, 2014/1) A fluoretação da água potável é amplamente empregada na prevenção de cárie dentária. Tipicamente, a concentração de íon fluoreto é ajustada no valor 1 ppb. Algumas águas “duras”, isto é, contendo íons Ca^{2+} , que interfere na ação dos sabões, apresentam o cátion em concentração 8 ppb. Poderia haver formação de precipitado nessas condições?

$$(1 \text{ ppb} = 1 \mu\text{g/L} = 1 \times 10^{-6} \text{ g/L}) \quad (K_{ps}(CaF_2) = 3,9 \times 10^{-11})$$

4. (Exer. 63. Cap. 12, ATKINS, 2012, p. 512) (a) Qual a molaridade de íons Ag^+ requerida para a formação de um precipitado quando adicionado a $NaCl_{(aq)} 1 \times 10^{-5} M$? (b) Que massa (em microgramas) de

$AgNO_3$ precisa ser adicionada para o início da precipitação em 100mL de solução em (a)?

($K_{ps}(AgCl) = 1,6 \times 10^{-10}$) (Massa Molar do $AgNO_3 = 170 \text{ g/mol}$)

5. (Exer. 8. Lista de exercícios sobre Eq. de solubilidade, UFES. DCN, 2014/1) Misturam-se 60,0 mL de $MnCl_2$ 0,0333 mol/L com 40,0 mL de KOH 0,0500 mol/L.
- Se houver precipitação de $Mn(OH)_2$ nestas condições, quais as concentrações dos íons após o estabelecimento do equilíbrio?
 - Calcular a solubilidade do hidróxido de manganês (II) formado nessas condições. (K_{ps} do $Mn(OH)_2$ é igual a $1,9 \times 10^{-13}$).

Obs.: Nos exercícios originais do livro você precisará procurar as constantes do produto de solubilidade. Nessa apostila de resoluções de exercícios, estas constantes foram inseridas a fim de facilitar a resolução das questões selecionadas.

RESOLUÇÕES COMENTADAS DOS EXERCÍCIOS SOBRE
EQUILÍBRIO DE SOLUBILIDADE

1) As concentrações de íons magnésio, cálcio e níquel (II) em solução aquosa são iguais a 0,001 mol/L .

$$K_{ps} (Mg(OH)_2) = 1,1 \times 10^{-11}$$

$$K_{ps} (Ca(OH)_2) = 5,5 \times 10^{-6}$$

$$K_{ps} (Ni(OH)_2) = 6,5 \times 10^{-18}$$

- a) Qual é a ordem de precipitação quando uma solução de KOH é adicionada?**
- b) Determine o pH em que cada sal precipita.**

Conhecimentos prévios exigidos pela questão: estequiometria, equilíbrio de solubilidade, a constante do produto de solubilidade, fatores que afetam a solubilidade, precipitação seletiva de íons, efeito do íon comum e cálculo de pH e pOH.

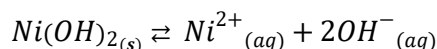
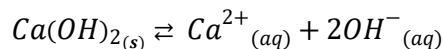
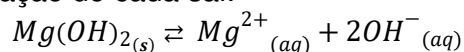
Para começar a resolução do exercício é importante entender o que se pede e analisar como as informações dadas pelo exercício podem ser utilizadas para se chegar no resultado da questão. Começaremos pela letra (a):

- O que a questão pede: pede-se para se determinar a concentração de OH^- necessária (para cálculo de pH) para iniciar a precipitação a partir de uma solução contendo íons Mg^{2+} , Ca^{2+} e Ni^{2+} e qual base iniciará a precipitação primeiro.
- Informações fornecidas pela questão: concentração dos íons (Mg^{2+} , Ca^{2+} e Ni^{2+}): 0,001 mol/L, e o K_{ps} de cada um.
- O que é necessário saber previamente: escrever a expressão para a constante do produto de solubilidade para cada uma das bases. Além disso, é preciso saber também que a concentração de OH^- é fornecida pelo KOH, uma base forte que se dissocia completamente em água para fornecer um íon OH^- por fórmula unitária



Os sólidos, os líquidos e os solventes não aparecem nas expressões da constante de equilíbrio para equilíbrios heterogêneos, de forma que a constante de solubilidade do produto é igual ao produto da concentração dos íons envolvidos no equilíbrio, cada um elevado na potência de seu coeficiente na equação de equilíbrio. (BROWN. 2005, pg. 628).

Equações de dissociação de cada sal:




Expressões das respectivas constantes de produto de solubilidade:

$$Kps = [Mg^{2+}]x[OH^{-}]^2$$

$$Kps = [Ca^{2+}]x[OH^{-}]^2$$

$$Kps = [Ni^{2+}]x[OH^{-}]^2$$

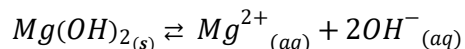
Você sabia que o produto de solubilidade dos compostos é de grande importância na química analítica?!?

 Com seu auxílio, é possível não só explicar como também prever as reações de precipitação. Uma outra aplicação importante do produto de solubilidade está ligada à separação de dois ou mais íons em solução. Esta separação é possível devido ao fato de os diferentes compostos possuírem diferentes solubilidades e, conseqüentemente, diferentes produtos de solubilidade. (OLIVEIRA, Ione. 2009).

- Planejamento: dados os valores de Kps para os três possíveis precipitados, somado aos dados de concentrações dos íons metálicos, podemos calcular qual seria a concentração de íon OH^{-} necessária para começar a precipitação de cada um. O sal que necessita da menor concentração de íons OH^{-} precipitará primeiro.

Resolução:

- Para $Mg(OH)_2$ temos a seguinte equação de dissociação:



E a equação da constante do produto de solubilidade:

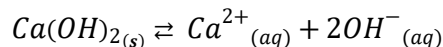
$$Kps = [Mg^{2+}]x[OH^{-}]^2$$

Como $[Mg^{2+}] = 0,001 \text{ mol/L}$, a quantidade mínima de íons hidroxila para causar a precipitação de $Mg(OH)_2$ pode ser calculada a partir da expressão de Kps:

$$\begin{aligned} Kps &= [Mg^{2+}]x[OH^{-}]^2 \\ 1,1x10^{-11} &= [0,001]x[OH^{-}]^2 \\ 1,1x10^{-11} &= [0,001]x[OH^{-}]^2 \\ [OH^{-}] &= 1,05x10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Com essa concentração de hidroxila presente já se observa uma pequena precipitação do sal. Portanto, uma concentração de $1,05x10^{-4} \text{ mol/L}$ ou maior de OH^{-} provocará a precipitação de $Mg(OH)_2$.

- Para $Ca(OH)_2$ temos a seguinte equação de dissociação:



E a equação da constante do produto de solubilidade:

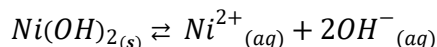
$$Kps = [Ca^{2+}]x[OH^{-}]^2$$

Como $[Ca^{2+}] = 0,001 \text{ mol/L}$, a quantidade mínima de íons hidroxila para causar precipitação de $Ca(OH)_2$ pode ser calculada a partir da expressão de Kps:

$$\begin{aligned} Kps &= [Ca^{2+}]x[OH^{-}]^2 \\ 5,5x10^{-6} &= [0,001]x[OH^{-}]^2 \\ 5,5x10^{-6} &= [0,001]x[OH^{-}]^2 \\ [OH^{-}] &= 7,42x10^{-2} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Portanto, uma concentração de $7,42x10^{-2} \text{ mol/L}$ ou maior de OH^{-} provocará a precipitação de $Ca(OH)_2$.

- Para $Ni(OH)_2$ temos a seguinte equação de dissociação:



- E a equação da constante do produto de solubilidade:

$$Kps = [Ni^{2+}]x[OH^{-}]^2$$

Como $[Ni^{2+}] = 0,001 \text{ mol/L}$, a quantidade mínima de íons hidroxila para causar precipitação de $Ni(OH)_2$ pode ser calculada a partir da expressão de Kps:

$$\begin{aligned} Kps &= [Ni^{2+}]x[OH^{-}]^2 \\ 6,5x10^{-18} &= [0,001]x[OH^{-}]^2 \\ 6,5x10^{-18} &= [0,001]x[OH^{-}]^2 \\ [OH^{-}] &= 8,06x10^{-8} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Portanto, uma concentração de $8,06x10^{-8} \text{ mol/L}$ ou maior de OH^{-} provocará a precipitação de $Ni(OH)_2$.

Comparando as quantidades mínimas necessárias de concentração de OH^{-} , anteriormente calculadas, para iniciar a precipitação de cada sal, concluímos que à medida que KOH é adicionado à solução, $Ni(OH)_2$ precipitará primeiro porque necessita da menor concentração de OH^{-} entre os três sais, igual a $8,06x10^{-8} \text{ mol/L}$. E, em seguida, o $Mg(OH)_2$ precipitará quando a concentração de OH^{-} for igual à $1,05x10^{-4} \text{ mol/L}$, e o $Ca(OH)_2$ será o último à precipitar pois necessita da maior concentração de OH^{-} entre os sais, $7,42x10^{-2} \text{ mol/L}$, para o início da precipitação. Perceba, portanto, os íons podem ser separados pela adição lenta de KOH até atingir as concentrações limites de OH^{-} provocando a precipitação de cada uma das bases por vez.

Agora, para determinar o pH em que cada base precipita (letra **(b)**) basta fazer o cálculo do pOH e a partir deste calcular o pH. Para tanto as fórmulas necessárias para essas operações são:

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

$$pH + pOH = 14$$

- Para $Ni(OH)_2$ temos que uma concentração de OH^{-} igual ou maior à $8,06x10^{-8} \text{ mol/L}$ provocará a sua precipitação.

Sendo $[OH^{-}] = 8,06x10^{-8} \text{ mol/L}$, então:

$$pOH = -\log [8,06x10^{-8}]$$

$$pOH = 7,09$$

Sendo assim:

$$pH + 7,09 = 14$$

$$pH = 6,91$$

Portanto, $Ni(OH)_2$ começa a precipitar em pH igual a 6,91.

- Para $Mg(OH)_2$ temos que uma concentração de OH^- igual ou maior à $1,05 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ provocará a sua precipitação.

Sendo $[OH^-] = 1,05 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$, então:

	$pOH = -\log [1,05 \times 10^{-4}]$
	$pOH = 3,98$
Sendo assim:	
	$pH + 3,98 = 14$
	$pH = 10,02$
Portanto, $Mg(OH)_2$ começa a precipitar em pH igual a 10,02.	

- Para $Ca(OH)_2$ temos que uma concentração de OH^- igual ou maior à $7,42 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ provocará a sua precipitação.

Sendo $[OH^-] = 7,42 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$, então:

	$pOH = -\log [7,42 \times 10^{-2}]$
	$pOH = 1,13$
Sendo assim:	
	$pH + 1,13 = 14$
	$pH = 12,87$
Portanto, $Ca(OH)_2$ começa a precipitar em pH igual a 12,87.	

2) Use os dados da tabela 12.4 para calcular a solubilidade de cada substância pouco solúvel em sua respectiva solução:

Conhecimentos prévios exigidos pela questão: equilíbrio de solubilidade, a constante do produto de solubilidade, dissolução de precipitados, solubilidade e pH, cálculo de pH e pOH, deslocamento de equilíbrio químico e estequiometria.

? Qual a diferença entre solubilidade molar e a constante do produto de solubilidade? ?

A solubilidade molar é a quantidade de matéria de soluto que se dissolve formando um litro de solução saturada (mol/L). Enquanto a constante do produto de solubilidade (K_{ps}) é a constante de equilíbrio para o equilíbrio entre um sólido iônico e sua solução saturada.

Para a resolução dessa questão é importante saber que a solubilidade de qualquer substância cujo ânion seja mais básico será afetada em alguma extensão pelo pH da solução. 💡

a) Hidróxido de alumínio em pH 7,0 e em pH 4,5.

$$K_{ps} (Al(OH)_3) = 1 \times 10^{-33}$$

Uma vez que $Al(OH)_3$ esteja em equilíbrio com uma solução a um pH de 7, o pOH, conseqüentemente, é 7, de forma que $[OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$:

Sendo assim:

$$\begin{aligned} 7 + pOH &= 14 \\ pOH &= 7 \\ 7 &= -\log [OH^-] \\ [OH^-] &= 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

A partir desses dados, inserindo esse valor para $[OH^-]$ na expressão do produto de solubilidade, temos:

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [Al^{+3}] \times [OH^-]^3 \\ 1 \times 10^{-33} &= [Al^{+3}] \times [1 \times 10^{-7}]^3 \\ [Al^{+3}] &= 1 \times 10^{-12} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Isso é, $Al(OH)_3$ dissolve-se na solução de pH 7 até atingir uma concentração de $[Al^{+3}] = 1 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$ no equilíbrio..

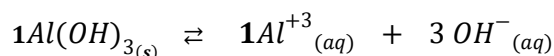
E, uma vez que $Al(OH)_3$ esteja em equilíbrio com uma solução a um pH de 4,5 , o pOH, conseqüentemente, é 9,5 , de forma que $[OH^-] = 3,16 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$:

<p style="text-align: center;"> $4,5 + pOH = 14$ $pOH = 9,5$ </p> <p>Sendo assim:</p> <p style="text-align: center;"> $9,5 = -\log [OH^-]$ $[OH^-] = 3,16 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$ </p>

A partir desses dados, inserindo esse valor para $[OH^-]$ na expressão do produto de solubilidade, temos:

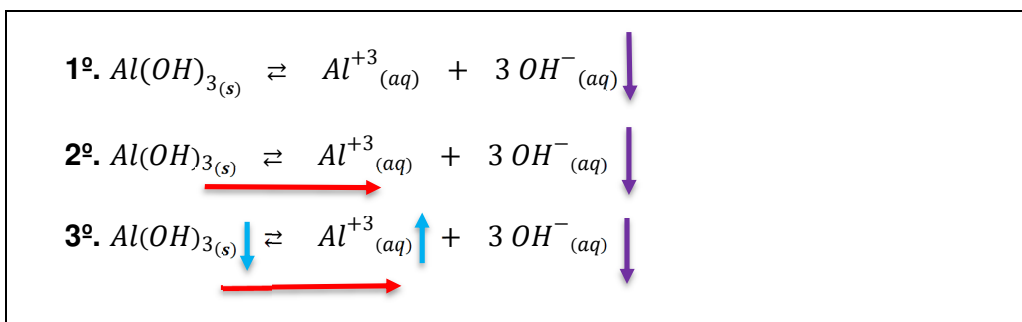
<p style="text-align: center;"> $Kps = [Al^{+3}]x[OH^-]^3$ $1 \times 10^{-33} = [Al^{+3}]x[3,16 \times 10^{-10}]^3$ $[Al^{+3}] = 3,17 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ </p> <p>Isso é, $Al(OH)_3$ dissolve-se na solução de pH 4,5 até atingir uma concentração de $[Al^{+3}] = 3,17 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ no equilíbrio.</p>

Portanto, em pH igual a 7 a solubilidade de $Al(OH)_3$ é igual a $1 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$, enquanto que em pH igual a 4,5 a solubilidade de $Al(OH)_3$ é igual a $3,17 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$. É importante ressaltar que o valor da solubilidade do sal $Al(OH)_3$ é o mesmo que a solubilidade do seu íon Al^{+3} pois este íon não reage com a solução ácida, mantendo sua concentração, diferente do íon hidroxila que reagirá com os íons H^+ da solução ácida (você entenderá melhor nos próximos parágrafos). Por esse motivo a solubilidade do íon hidroxila não é tomada como base para a solubilidade do sal. Ademais, uma vez que a solubilidade é uma propriedade estequiométrica, se **1** mol de $Al^{+3}_{(aq)}$ é resultado da dissociação de **1** mol de $Al(OH)_{3(s)}$, então a solubilidade do sal é a mesma solubilidade do íon Al^{+3} .



💡 Veja que, em pH 7 o máximo de $Al(OH)_3$ que pode ser dissolvido é $1 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$, enquanto que em pH de 4,5 (mais ácido), é possível dissolver $3,17 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$, ou seja quanto mais ácida a solução for, será possível dissolver uma maior quantidade sem que haja precipitação. Mas por que isso acontece???

A solubilidade de $Al(OH)_3$ aumenta conforme a solução se torna mais ácida, porque os íons OH^- da dissociação da base ($Al(OH)_{3(s)} \rightleftharpoons Al^{+3}_{(aq)} + 3OH^-_{(aq)}$) reagem com os íons H^+ presentes na solução ácida formando água ($H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)}$). Esta reação consome os íons OH^- , e ao reduzir a quantidade de OH^- presente na solução, desloca o equilíbrio para direita no sentido da formação de mais OH^- e também de mais Al^{+3} , o que possibilita com que mais $Al(OH)_3$ se dissolva, ou que seja possível continuar dissolvendo mais $Al(OH)_3$ em busca de alcançar o equilíbrio. Sendo assim, por este motivo, e pelo fato do Al^{+3} não reagir com a solução ácida, o valor da solubilidade do sal $Al(OH)_3$ é o mesmo que a solubilidade do seu íon Al^{+3} . Veja a seguir o que acontece por etapas:



Isso acontece porque quando existem alterações nas condições do sistema o estado de equilíbrio é perturbado. Se isso ocorre, o equilíbrio se desloca até que um novo estado de equilíbrio seja atingido. O princípio de Le Châtelier afirma que o deslocamento será no sentido que minimize ou reduza o efeito da variação. Conseqüentemente, nesse caso, a remoção dos íons hidroxila pelo seu consumo para a formação de H_2O fará com que a reação se mova no sentido de formar mais daquela substância. (Brown. 2005, p.549).

b) Hidróxido de zinco em pH 7,0 e em pH 6,0.

$$Kps (Zn(OH)_2) = 2 \times 10^{-17}$$

Uma vez que $Zn(OH)_2$ esteja em equilíbrio com uma solução a um pH 7, o pOH, conseqüentemente, é 7, de forma que $[OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$:

$7 + pOH = 14$ $pOH = 7$
Sendo assim:

$$7 = -\log [OH^-]$$
$$[OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

A partir desses dados, inserindo esse valor para $[OH^-]$ na expressão do produto de solubilidade, temos:

$$Kps = [Zn^{+2}]x[OH^-]^2$$
$$2 \times 10^{-17} = [Zn^{+2}]x[1 \times 10^{-7}]^2$$
$$[Zn^{+2}] = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Isso é, $Zn(OH)_2$ dissolve-se na solução de pH 7 até atingir uma concentração de $[Zn^{+2}] = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ no equilíbrio.

E, uma vez que $Zn(OH)_2$ esteja em equilíbrio com uma solução a um pH 6, o pOH, conseqüentemente, é 8, de forma que $[OH^-] = 1 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$:

$$6 + pOH = 14$$
$$pOH = 8$$

Sendo assim:

$$8 = -\log [OH^-]$$
$$[OH^-] = 1 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

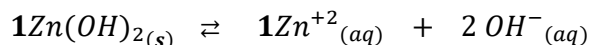
A partir desses dados, inserindo esse valor para $[OH^-]$ na expressão do produto de solubilidade, temos:

$$Kps = [Zn^{+2}]x[OH^-]^2$$
$$2 \times 10^{-17} = [Zn^{+2}]x[1 \times 10^{-8}]^2$$
$$[Zn^{+2}] = 2 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Isso é, $Zn(OH)_2$ dissolve-se na solução de pH 6 até atingir uma concentração de $[Zn^{+2}] = 2 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$ no equilíbrio.

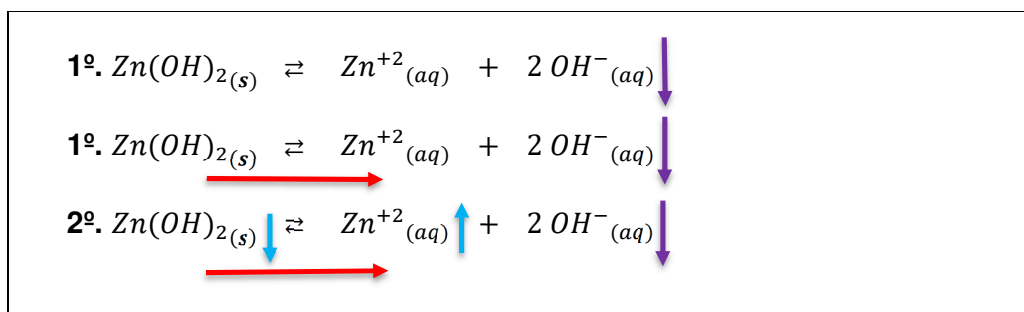
Portanto, em pH igual a 7 a solubilidade de $Zn(OH)_2$ é igual a $2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, enquanto que em pH igual a 6 a solubilidade de $Zn(OH)_2$ é igual a $2 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$. É importante ressaltar que o valor da solubilidade do sal $Zn(OH)_2$ é o mesmo que a solubilidade do seu íon Zn^{+2} pois este íon não reage com a solução ácida, mantendo sua concentração, diferente do íon hidroxila que reagirá com os íons H^+ da solução ácida. Por esse motivo a solubilidade do íon hidroxila não é tomada como base para a solubilidade do sal. Ademais, uma vez que a solubilidade é uma propriedade estequiométrica,

se 1 mol de $Zn^{+2}_{(aq)}$ é resultado da dissociação de 1 mol de $Zn(OH)_{2(s)}$, então a solubilidade do sal é a mesma solubilidade do íon Zn^{+2} .



💡_Veja que, em pH 7 o máximo de $Zn(OH)_2$ que pode ser dissolvido é $2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, enquanto que em pH 6 (mais ácido) é possível dissolver-se um pouco mais, $2 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$, ou seja quanto mais ácida a solução for, será possível dissolver uma maior quantidade sem que haja precipitação. Mas por que isso acontece???

A solubilidade de $Zn(OH)_2$ aumenta conforme a solução se torna mais ácida, porque os íons OH^{-} da dissociação da base ($Zn(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Zn^{+2}_{(aq)} + 2OH^{-}_{(aq)}$) reagem com os íons H^{+} presentes na solução ácida formando água ($H^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)}$). Esta reação consome os íons OH^{-} , e ao reduzir a quantidade de OH^{-} presente na solução, desloca o equilíbrio para direita no sentido da formação de mais OH^{-} e também de mais Zn^{+2} , o que possibilita com que mais $Zn(OH)_2$ se dissolva, ou que seja possível continuar dissolvendo mais $Zn(OH)_2$ em busca de alcançar o equilíbrio. Sendo assim, por este motivo, e pelo fato do Zn^{+2} não reagir com a solução ácida, o valor da solubilidade do sal $Zn(OH)_2$ é o mesmo que a solubilidade do seu íon Zn^{+2} . Veja a seguir o que acontece por etapas:





Isso acontece porque quando existem alterações nas condições do sistema o estado de equilíbrio é perturbado. Se isso ocorre, o equilíbrio se desloca até que um novo estado de equilíbrio seja atingido. O princípio de Le Châtelier afirma que o deslocamento será no sentido que minimize ou reduza o efeito da variação. Conseqüentemente, nesse caso, a remoção dos íons hidroxila pelo seu consumo para a formação de H_2O fará com que a reação se mova no sentido de formar mais daquela substância. (Brown. 2005, p.549).

3) A fluoretação da água potável é amplamente empregada na prevenção de cárie dentária. Tipicamente, a concentração de íon fluoreto é ajustada no valor 1 ppb. Algumas águas “duras”, isto é, contendo íons Ca^{2+} , que interfere na ação dos sabões, apresentam o cátion em concentração 8 ppb. Poderia haver formação de precipitado nessas condições?

(1 ppb = 1 $\mu\text{g/L}$ = $1 \times 10^{-6} \text{g/L}$) ($K_{ps}(\text{CaF}_2) = 3,9 \times 10^{-11}$)

Conhecimentos prévios exigidos pela questão: estequiometria, equilíbrio de solubilidade, a constante do produto de solubilidade, fatores que afetam a solubilidade, precipitação e separação de íons, e relação entre a constante do produto de solubilidade e o quociente do produto de solubilidade.

Para a resolução dessa questão é importante saber verificar quantitativamente se haverá ou não formação de precipitado. Para fazer esta previsão será preciso examinar e comparar os valores relativos de Q_{ps} , o quociente do produto de solubilidade da reação, e do K_{ps} .

 É IMPORTANTE SABER 
Kps x Qps

$$K_{ps} = [Ca^{2+}]_x [F^-]^2$$
$$Q_{ps} = [Ca^{2+}]_x [F^-]^2$$

A diferença entre K_{ps} e Q_{ps} é que as concentrações na expressão do quociente do produto de solubilidade da reação, Q_{ps} , podem ou não ser as que estão em equilíbrio, enquanto na expressão da constante do produto de solubilidade, K_{ps} , as concentrações sempre são as que estão no equilíbrio. (KOTZ. 2016, pg.807)

A Figura 1 ilustra como as grandezas relativas do quociente de solubilidade, Q_{ps} , e a constante do produto de solubilidade, K_{ps} , são usadas para avaliar se um sal irá precipitar (a esquerda, $Q_{ps} > K_{ps}$) ou dissolver (a direita, $Q_{ps} < K_{ps}$).

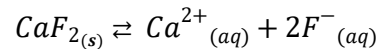
Figura 1. Ilustração que estabelece comparação entre ordens de grandeza relativas do quociente reacional e a constante do produto de solubilidade.



Fonte: ATKINS, 2012, p.501

Para calcular o valor de Q_{ps} precisamos dos valores das concentrações de Ca^{2+} e F^- , uma vez que:

- Equação de dissociação do CaF_2 :



- Expressão do quociente do produto de solubilidade:

$$Q_{ps} = [Ca^{2+}] \times [F^-]^2$$



Fique sempre atento quanto a conversão de unidades de medidas!!!

- $2F^-)$

$$1ppb = 1 \frac{\mu g}{L} = 1 \times 10^{-6} \frac{g}{L}$$

Porém para calcular o quociente da reação é preciso encontrar a quantidade do íons F^- em **mol/L**, então:

Sendo a Massa Molar (F) = $19 \frac{g}{mol}$

$$g - mol$$

$$19 g - 1mol$$

$$1 \times 10^{-6} g - X$$

Fazendo uma multiplicação cruzada, temos:

$$19 g \times X = 1 \times 10^{-6} g \times 1 mol$$

$$X = 5,26 \times 10^{-8} mol \text{ de } F^-$$

A **concentração molar** de F^- é, portanto, $5,26 \times 10^{-8} mol/L$.

- Ca^{2+})

$$8 \text{ ppb} = 8 \frac{\mu\text{g}}{\text{L}} = 8 \times 10^{-6} \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Porém para calcular o quociente da reação é preciso encontrar a quantidade do íon Ca^{2+} em **mol/L**, então:
 Sendo a Massa Molar (Ca) = $40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$\begin{array}{r} g - \text{mol} \\ 40 \text{ g} - 1 \text{ mol} \\ 8 \times 10^{-6} \text{ g} - X \end{array}$$

Fazendo uma multiplicação cruzada, temos:

$$40 \text{ g} \times X = 8 \times 10^{-6} \text{ g} \times 1 \text{ mol}$$

$$X = 2 \times 10^{-7} \text{ mol de } Ca^{2+}$$

A concentração molar de Ca^{2+} é, portanto, $2 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Sabemos que $K_{ps} (CaF_2) = 3,9 \times 10^{-11}$. Uma vez que águas “duras” apresentam o cátion em concentração $2 \times 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ (8 ppb) e tipicamente, a concentração de íon fluoreto está ajustada no valor $5,26 \times 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ (1 ppb), a questão suspeita a possibilidade de haver formação de precipitado nessas condições. Para verificar quantitativamente, vamos calcular o quociente da reação:

O quociente da reação pode ser escrito da seguinte forma:

$$Q_{ps} = [Ca^{2+}] \times [F^-]^2$$

$$Q = [2 \times 10^{-7}] \times [5,26 \times 10^{-8}]^2$$

$$Q = 5,53 \times 10^{-22}$$

Esse valor ($Q = 5,53 \times 10^{-22}$) é consideravelmente menor que $K_{ps} (CaF_2) = 3,9 \times 10^{-11}$, assim $Q < K_{ps}$, não ocorre precipitação.

Para revisar:

- Se $Q_{ps} > K_{ps}$, solução está supersaturada, ocorre precipitação até que $Q_{ps} = K_{ps}$;
- Se $Q_{ps} = K_{ps}$, solução saturada, não ocorre precipitação (existe equilíbrio);
- Se $Q_{ps} < K_{ps}$, solução insaturada, as concentrações dos íons em solução são muito baixas e não haverá precipitação. A solução ainda é capaz de dissolver mais soluto até que $Q_{ps} = K_{ps}$.

Se houver dúvidas, na página deste projeto está disponível uma apostila sobre o conteúdo teórico de Equilíbrio de Solubilidade e você pode usá-lo para fazer esta revisão!!!

Visite: <https://proensinoquimica.wixsite.com/ceunes/materiais-de-apoio>.

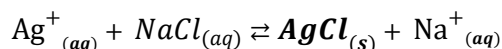
4) (a) Qual a concentração molar de íons Ag^+ requerida para a formação de um precipitado quando adicionado a $NaCl_{(aq)}$ $1 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$? (b) Que massa (em microgramas) de $AgNO_3$ precisa ser adicionada para o início da precipitação em 100mL de solução em (a)?

($K_{ps}(AgCl) = 1,6 \times 10^{-10}$) (Massa Molar do $AgNO_3 = 170 \text{ g/mol}$)

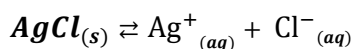
Conhecimentos prévios exigidos pela questão: equilíbrio de solubilidade, a constante do produto de solubilidade, fatores que afetam a solubilidade, efeito do íon comum, precipitação seletiva de íons e cálculo de pH e pOH.

- O que você precisa saber: conhecer a reação de síntese do $AgCl$ (produto insolúvel), conhecer a equação de dissociação desse composto, seu K_{ps} e sua massa molar.
- Estratégia para resolução da questão: primeiro escreva a equação de dissolução balanceada e a expressão K_{ps} para $AgCl$, em seguida desenvolva os cálculos a partir das informações fornecidas pela questão.

Reação de síntese do $AgCl$:



Equação de dissociação do $AgCl$:



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

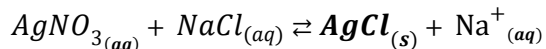
Resolução:

A concentração molar de íons Ag^+ ($[Ag^+]$) é igual a concentração em mol/L dos íons Ag^+ em solução. Sendo assim, calcula-se a concentração molar do cátion a partir da fórmula do coeficiente do produto de solubilidade. Entretanto, não podemos esquecer que existe uma concentração inicial de Cl^- igual a $1 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ devido ao $NaCl$ dissolvido. Portanto, calcula-se:

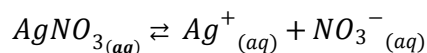
$$\begin{aligned} K_{ps} &= [Ag^+] \times [Cl^-] \\ 1,6 \times 10^{-10} &= [Ag^+] \times [1 \times 10^{-5}] \\ [Ag^+] &= 1,6 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{aligned}$$

Isso é, para que haja precipitação do composto $AgCl$ é preciso adicionar uma concentração de $1,6 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ de íons Ag^+ , à solução de $1 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ de $NaCl$.

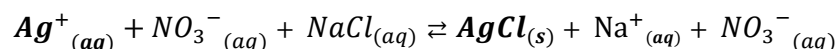
Em seguida, perceba que a letra **(b)** informa o volume da solução de NaCl, 100 mL, e pede a massa (em microgramas) de $AgNO_3$ que precisa ser adicionada para o início da precipitação de $AgCl$. Para resolver essa parte da questão é preciso imaginar a reação de síntese de $AgCl$, por meio do $AgNO_3$:



Lembre-se também da equação de dissociação do $AgNO_3$:



Portanto:



Sabendo disso:

Se pelos cálculos concluídos na letra **(a)**, sabemos que $1,6 \times 10^{-5}$ mol de íons Ag^+ são necessários para iniciar a precipitação de $AgCl$ em 1L de solução de NaCl ($1 \times 10^{-5} mol/L$), em 100 mL (0,1L) dessa solução são necessários quantos mols íons de Ag^+ ?

Matematicamente, podemos resolver por regra de três:

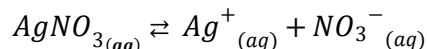
$$\begin{array}{r} mol - L \\ 1,6 \times 10^{-5} mol - 1 L \\ X - 0,1 L \end{array}$$

Fazendo uma multiplicação cruzada, temos:

$$\begin{array}{l} 1L \times X = 1,6 \times 10^{-5} mol \times 0,1L \\ X = 1,6 \times 10^{-5} mols de Ag^+ \end{array}$$

Ou seja, em 100 mL dessa solução são necessários $1,6 \times 10^{-6}$ mols de íons Ag^+ .

Essa quantidade em mols de íons Ag^+ será adicionada por meio da solução de $AgNO_3$ a solução de NaCl, uma vez que o $AgNO_3$ se dissocia da seguinte forma:



Sendo assim, pela proporção estequiométrica, se são necessários $1,6 \times 10^{-5} mols de Ag^+$ para iniciar a precipitação de $AgCl$, vamos calcular quantos mols de $AgNO_3$ precisam ser adicionados à solução:

$$\begin{array}{r} AgNO_3 - Ag^+ \\ mol - mol \\ 1 mol - 1 mol \\ X - 1,6 \times 10^{-5} mol \end{array}$$

Fazendo uma multiplicação cruzada, temos:

$$\begin{array}{l} 1 mol \times X = 1,6 \times 10^{-5} mol \times 1 mol \\ X = 1,6 \times 10^{-5} mols de AgNO_3 \end{array}$$

Por fim, sabendo a quantidade em mols de $AgNO_3$ que são necessários para precipitar o sal cloreto de prata, é preciso agora convertê-la para massa (em microgramas), como a questão pede. Portanto:

Sendo a Massa Molar ($AgNO_3$) = $170 \frac{g}{mol}$

g – mol

$170 g$ – $1 mol$

X – $1,6 \times 10^{-5} mol$

Fazendo uma multiplicação cruzada, temos:

$$X = 1,6 \times 10^{-5} mol \times 170 g$$

$$X = 2,72 \times 10^{-3} g \text{ de } AgNO_3$$

E agora de gramas para microgramas:

g – μg

$1 g$ – $1 \times 10^6 \mu g$

$2,72 \times 10^{-3} g$ – X

Fazendo uma multiplicação cruzada, temos:

$$X \times 1 g = 2,72 \times 10^{-3} g \times 1 \times 10^6 \mu g$$

$$X = 2,72 \times 10^2 \mu g \text{ de } AgNO_3$$

Portanto, $2,72 \times 10^2 \mu g$ de $AgNO_3$ precisam ser adicionados para o início da precipitação de $AgCl$ em 100mL de solução de $1 \times 10^{-5} mol/L$ de $NaCl$.

5) Misturam-se 60,0 mL de $MnCl_2$ 0,0333 mol/L com 40,0 mL de KOH 0,0500 mol/L.

- a) Se houver precipitação de $Mn(OH)_2$ nestas condições, quais as concentrações dos íons após o estabelecimento do equilíbrio?
- b) Calcular a solubilidade do hidróxido de manganês (II) formado nessas condições. (K_{ps} do $Mn(OH)_2$ é igual a $1,9 \times 10^{-13}$).

Conhecimentos prévios exigidos pela questão: cálculo estequiométrico, soluções, equilíbrio de solubilidade, a constante do produto de solubilidade, fatores que afetam a solubilidade, efeito do íon comum, precipitação de íons e as relações entre a constante do produto de solubilidade e o quociente do produto de solubilidade.

Para iniciar a resolução dessa questão vamos entender como $MnCl_2$ e KOH reagem entre si para formar $Mn(OH)_2$ (composto que será estudado nessa questão) e fazer a análise quantitativa por estequiometria. Primeiro calcularemos o número de mols de cada reagente:



Concentração ($MnCl_2$) = 0,0333 mol/L

Volume ($MnCl_2$) = 60 mL \rightarrow 0,06L

Nº de mols ($MnCl_2$) = ???

Lembre-se que concentração é igual a razão entre o número mols e o volume do frasco ($C = n \div V$), e se reorganizarmos a fórmula temos $n = C \times V$!

Nº de mols ($MnCl_2$) = Concentração ($MnCl_2$) x Volume ($MnCl_2$)

Nº de mols ($MnCl_2$) = 0,0333 mol/L x 0,06 L

Nº de mols ($MnCl_2$) = $1,998 \times 10^{-3}$ mol



Concentração (KOH) = 0,0500 mol/L

Volume (KOH) = 40 mL \rightarrow 0,04L

Nº de mols (KOH) = ???

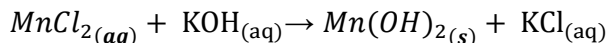
Lembre-se que concentração é igual a razão entre o número mols e o volume do frasco ($C = n \div V$), e se reorganizarmos a fórmula temos $n = C \times V$!

Nº de mols (KOH) = Concentração (KOH) x Volume (KOH)

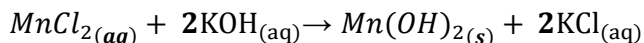
Nº de mols (KOH) = 0,0500 mol/L x 0,04 L

Nº de mols (KOH) = $2,000 \times 10^{-3}$ mol

Calculada a quantidade de mols de cada soluto, vamos analisar a estequiometria da reação:

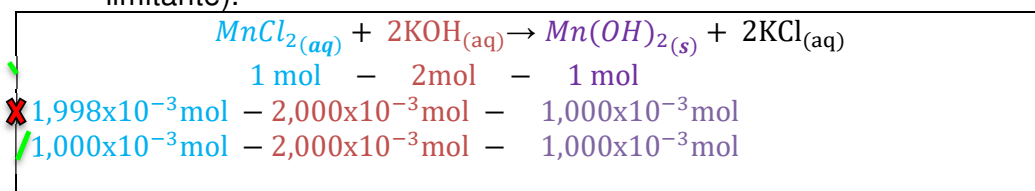


É sempre importante avaliar se a equação está balanceada, porque não podemos esquecer de fazer o balanceamento💡:

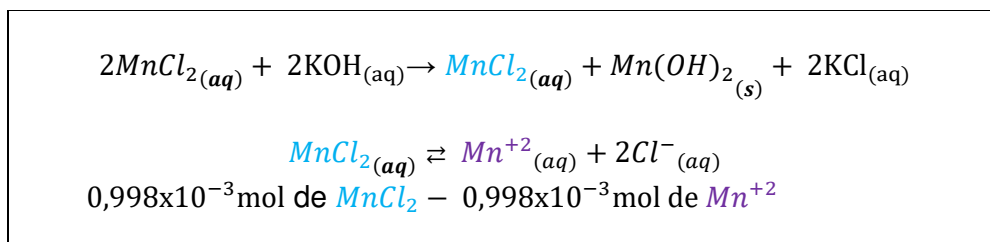


Tendo a equação balanceada e as devidas quantidades em mols de cada reagente calculadas, vamos fazer a seguinte análise:

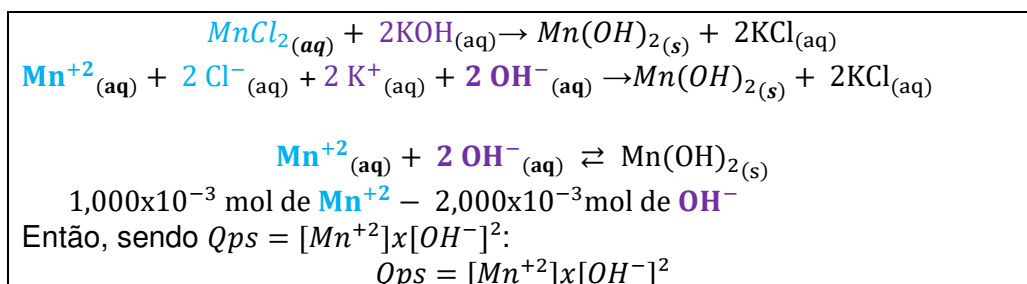
- trata-se da análise estequiométrica do cálculo da quantidade de $MnCl_2$ necessária para reagir com 2×10^{-3} mol de KOH (reagente limitante).



Ou seja, conclui-se que se, estequiometricamente, apenas 1 mol de $MnCl_2$ reage completamente com 2 mols KOH , então apenas $1,000 \times 10^{-3}$ mol de $MnCl_2$ reagem, logo, o sal $MnCl_2$ está em excesso, e, conseqüentemente, temos um excesso de $0,998 \times 10^{-3}$ mols de Mn^{2+} na solução final que não participarão da reação. Veja que:



Por fim, sendo que $1,000 \times 10^{-3}$ mol de $MnCl_2$ reagem com $2,000 \times 10^{-3}$ mol de KOH , podemos calcular o quociente do produto de solubilidade para a reação de formação do $Mn(OH)_2$, para comparar este valor com o valor de seu Kps , a fim de verificar quantitativamente se há ou não precipitação:



$$Qps = [1,000 \times 10^{-3}] \times [2,000 \times 10^{-3}]^2$$

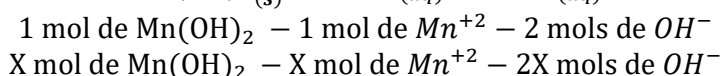
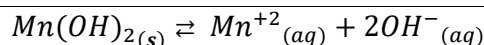
$$Qps = 4 \times 10^{-9}$$

Dessa forma, se Kps do $Mn(OH)_2$ é igual a $1,9 \times 10^{-13}$ e o Qps do $Mn(OH)_2$ sob estas condições é igual a 4×10^{-9} , então $Qps > Kps$. Haverá, portanto precipitação. 💡

Sabendo disso, vamos às perguntas:

- a) Para o cálculo da $[Mn^{+2}]$, deve-se considerar o número de mols de $Mn(OH)_2$ em solução (Y) e o número de mols em excesso de Mn^{+2} provenientes do $MnCl_2$ (de $0,998 \times 10^{-3}$ mol de Mn^{2+}):

Para calcular o número de mols de $Mn(OH)_2$ em solução (Y), devemos lembrar que sendo o Kps do $Mn(OH)_2$ igual a $1,9 \times 10^{-13}$, podemos calcular a solubilidade dos seus íons, ou seja, a concentração dos íons que não irá precipitar:



Em condições normais, temos:

$$Kps = [Mn^{+2}] \times [OH^{-}]^2$$

$$Kps = [s] \times [2s]^2$$

Sendo, s = solubilidade

$$Kps = [s] \times [2s]^2$$

$$1,9 \times 10^{-13} = [s] \times [4s^2]$$

$$1,9 \times 10^{-13} = 4s^3$$

$$s = 3,62 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Em 100mL de solução:

$$\begin{array}{l} \text{Mol} - \text{L} \\ 3,62 \times 10^{-5} \text{ mol de } Mn^{+2} - 1\text{L} \\ Y \text{ mol de } Mn^{+2} - 0,1\text{L} \end{array}$$

Fazendo uma multiplicação cruzada temos:

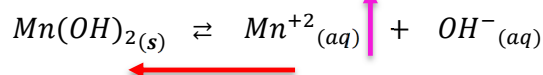
$$Y \times 1 = 3,62 \times 10^{-5} \times 0,1$$

$$Y = 3,62 \times 10^{-6} \text{ mol de } Mn^{+2}$$

Portanto:

$$[Mn^{+2}] = \frac{3,62 \times 10^{-6} \text{ mol} + 0,998 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,1\text{L}} \rightarrow [Mn^{+2}] = 0,01 \text{ mol/L}$$

Para o cálculo da $[OH^-]$, precisamos lembrar que o excesso de íon Mn^{+2} afeta a solubilidade do hidróxido, devido ao excesso dos íons comuns. Nesse caso, considera-se que houve a adição de um íon comum (Mn^{+2}), favorecendo a redução da concentração do íon OH^- e deslocando o equilíbrio a favor da precipitação do $Mn(OH)_2$:



Portanto, o excesso de Mn^{+2} , favorece a diminuição da solubilidade do $Mn(OH)_2$, então, para calcular $[OH^-]$:

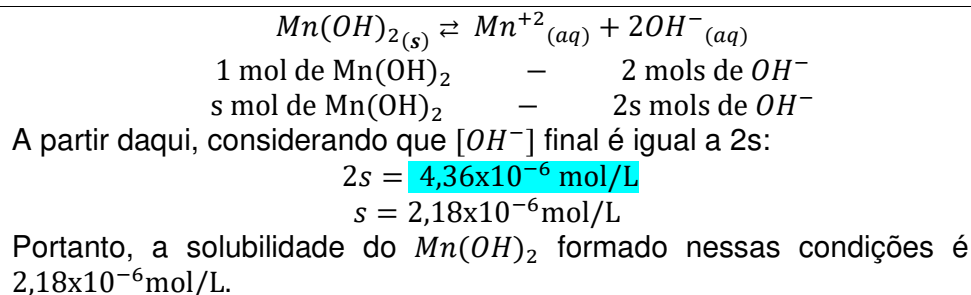
$$Kps = [Mn^{+2}]x[OH^-]^2$$

$$[OH^-]^2 = Kps \div [Mn^{+2}]$$

$$[OH^-]^2 = 1,9 \times 10^{-13} \div 0,01$$

$$[OH^-] = 4,36 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

- b) A concentração do OH^- solubilizada na solução final pode ser usada para calcular a solubilidade do hidróxido de manganês II formado nessas condições, uma vez que não contém excessos, como $[Mn^{+2}]$.
Então:



FICOU COM ALGUMA DÚVIDA?

Acesse o [Fórum de Química Geral!](#)

O Fórum de Dúvidas de Química Geral é um espaço feito para que os estudantes tirem dúvidas com os monitores do projeto – é *online e de fácil acesso!*

REFERÊNCIAS

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5 ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

BROWN, T.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E. **Química**: a ciência central. 13 ed. São Paulo: Prentice-Hall, 2016.

KOTZ, J. C.; TREICHEL Jr., P.; WEAVER, G. C.; **Química Geral e reações químicas**. Vol. 2, 9 ed. São Paulo: Pioneira Thomson, 2005.

MENDES, A. **Lista de exercícios sobre Gases**. Espírito Santo, 2014/1. (Apostila).

OLIVEIRA, I. **Precipitação fracionada e transformações metatéticas**. Minas Gerais, 2009. (Apostila).