



Química

Unidade 2 - Parte 5

Mineralização e Desmineralização das Águas



Docente:
Benjamim Medeiros

<http://sites.google.com/site/benjamimfq/>

benjamimfq@gmail.com

Solventes e Solubilidade

Qual a diferença entre um soluto e um solvente?

Uma **solução** é uma mistura **homogénea** entre um **soluto** e um **solvente**.

Soluto: é a substância que, quando colocada na mistura, muda de estado físico ou a que se encontra em menor quantidade química.

Solvente: é a substância que, na mistura, mantém o seu estado físico ou, se ambas tiverem o mesmo estado físico, a que se encontra em maior quantidade.

Qual o solvente mais utilizado? Existe algum solvente universal?

O solvente mais utilizado é a **água**, mas há solutos que não se dissolvem na água.

Não existe **nenhum solvente** que consiga dissolver **todos os solutos**, depende das características individuais de cada um.

Como sabemos que solutos se dissolvem num determinado solvente?

Para um **soluto** se dissolver deve ter **polaridade semelhante** à do **solvente**, assim:

- a **água** é **polar**, dissolve compostos **iônicos** e compostos **polares**.
- solvente apolares (azeite, p.e.) podem dissolver substâncias apolares.

Solventes e Solubilidade

Como se chama o processo no qual a água dissolve alguns sais presentes na Natureza?

Mineralização: é a massa de material (geralmente em mg) resultante da dissolução que existe em 1 litro de água. O processo de mineralização está associado à **dissolução de sais**.

De acordo com a quantidade de sais presentes na água, que tipos de soluções podemos distinguir?

Solução Insaturada: quando o solvente (água) tem a capacidade de **dissolver ainda mais** soluto (sal).

Solução Saturada: quando o solvente tem todo o soluto dissolvido, mas **não tem capacidade de dissolver mais**, atingiu o **limite de capacidade de dissolução**.

Solução Sobressaturada: quando existe soluto a mais na solução, foi **ultrapassado o limite do solvente** e forma-se precipitado no fundo do recipiente.

Não confundir o conceito de solução saturada com o conceito de solução concentrada.

O que é a solubilidade?

Solubilidade: corresponde à **quantidade máxima** (mol) ou massa máxima (g) de **soluto** que se pode dissolver **em 1 dm³ de solvente** numa dada **temperatura**.

A solubilidade é a concentração de soluto numa solução saturada a uma dada temperatura.

Solventes e Solubilidade

Os sais têm todos a mesma solubilidade?

Pág. 202

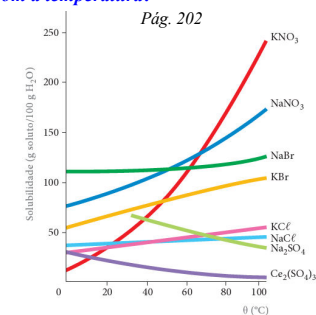
Solubilidade de sais e hidróxidos		Solubilidade moderada	
Solúveis em água	Exceções importantes (muito pouco solúveis)	CaSO ₄ Ag ₂ SO ₄ Ca(OH) ₂	So precipitam em soluções muito concentradas
Todos os sais de Na ⁺ , K ⁺ e NH ₄ ⁺ Todos os nitratos e percloratos Todos os acetatos Todos os sulfatos Todos os cloratos, bromatos e iodatos	CH ₃ COOAg BaSO ₄ , SrSO ₄ , PbSO ₄ AgCl, Hg ₂ Cl ₂ , PbCl ₂ , (X = Cl ⁻ , Br ⁻ ou I ⁻)	Pouco solúveis em água	Exceções mais importantes (solúveis)
		Todos os carbonatos e fosfatos Todos os hidróxidos Todos os sulfuretos	Do grupo 1 e de NH ₄ ⁺ Do grupo 1 e Ba ²⁺ e Sr ²⁺ Dos grupos 1 e 2

De que forma varia a solubilidade com a temperatura?

A **solubilidade** de um sal em água **varia** com a **temperatura**.

Na maioria das vezes, a **dissolução** é um fenómeno **endotérmico**, ou seja, com o **aumento da temperatura a solubilidade aumenta**.

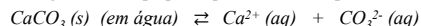
Contudo, em alguns sais a **dissolução** é **exotérmica**, ou seja, com o **aumento da temperatura a solubilidade diminui**.



Produto de Solubilidade

Vamos considerar um composto iónico pouco solúvel: CaCO_3

Quando colocado em água há uma pequena parte deste sal que se dissolve pela reacção:



Portanto, existe em equilíbrio um precipitado sólido de carbonato de cálcio (CaCO_3) e dissolvido em meio aquoso o ião cálcio e o ião carbonato.

Como podemos calcular a constante de equilíbrio para esta reacção?

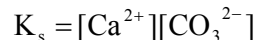


$$K_c = \frac{[\text{Ca}^{2+}] \times [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{CaCO}_3]} \quad \text{Qual a concentração de uma substância sólida?}$$

Nota: nas equações das constantes de equilíbrio não deve ser considerada a água nem substâncias no estado sólido.

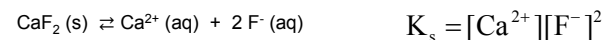
A constante de equilíbrio para reacções de solubilidade chama-se constante de solubilidade (K_s).

Então como fica a equação da constante de solubilidade para a reacção anterior?



Produto de Solubilidade

Como é a equação do produto de solubilidade de CaF_2 em água?



Qual a relação entre o produto de solubilidade e a solubilidade?

Para os cálculos da solubilidade auxilia a construção de uma tabela IVE, sendo desprezável a concentração das substâncias sólidas.

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 \quad (=) \quad K_s = x \cdot (2x)^2 \quad (=) \quad K_s = 4x^3$$

QUESTÕES RESOLVIDAS

Pág. 205

- Qual a concentração dos iões Ag^+ e CrO_4^{2-} numa solução saturada de Ag_2CrO_4 , a 25 °C? O produto de solubilidade do sal, a essa temperatura, é $1,3 \times 10^{-12}$.
- Determine a massa de cloreto de chumbo que se pode dissolver, no máximo, em 250 mL de água, supondo que não há variação de volume.

$$K_s(\text{PbCl}_2) = 1,7 \times 10^{-5} \quad M(\text{PbCl}_2) = 278 \text{ g mol}^{-1}$$

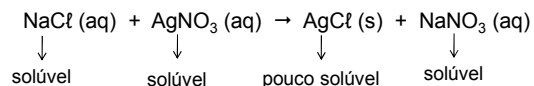
- O pH de uma solução saturada de hidróxido de cálcio é 12,41, a 25 °C.

1. Calcule o valor da solubilidade do hidróxido de cálcio.
2. Calcule o valor de K_s do hidróxido de cálcio, a 25°C.

SIMULAÇÃO

Reacções de Precipitação

É possível a partir de dois sais muito solúveis obter um sal pouco solúvel?

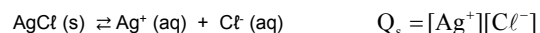


Nota: a mistura de sais muito solúveis pode originar um sal pouco solúvel.

Se este sal pouco solúvel ficar no estado sólido, acumulado no fundo do recipiente, afirma-se que houve a formação de precipitado.

Como posso saber se a quantidade de sal insolúvel é o suficiente para precipitar?

Para saber se há formação de precipitado calculamos o quociente de solubilidade. Como se calcula o quociente da reacção de solubilidade?



Que informação podemos retirar do valor do quociente de reacção de solubilidade?

$Q_s < K_s$ → o sal dissolvido, não há formação de precipitado (insaturada)

$Q_s = K_s$ → atingiu-se a saturação, mas ainda não há precipitado (saturada).

$Q_s > K_s$ → ocorre a formação de precipitado (sobressaturada).

Precipitação Selectiva

O que é uma precipitação selectiva?

Uma precipitação selectiva é um processo de separação de iões com base na diferença de solubilidades dos seus sais.

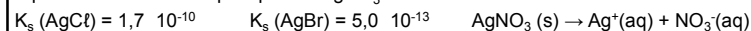
Neste processo o sal menos solúvel é o primeiro a precipitar, seguindo-se os restantes sais por ordem crescente de solubilidade.

Como se realiza uma precipitação selectiva?

Para realizar uma precipitação selectiva recorre-se a um precipitante, ou seja, a um ião que, ao ligar-se aos iões, faz com que estes tenham diferentes K_s .

Vamos fazer um exemplo!

Exemplo: para separar $[\text{Cl}^-] = 0,020 \text{ mol.dm}^{-3}$ e $[\text{Br}^-] = 0,020 \text{ mol.dm}^{-3}$ de uma solução aquosa utiliza-se como precipitante AgNO_3 .



a) Qual dos dois sais precipita primeiro?

b) Qual a $[\text{Ag}^+]$ necessária para cada um precipitar?

O primeiro a precipitar é o AgBr porque tem menor produto de solubilidade.

Para precipitar $\text{AgBr} \rightarrow [\text{Ag}^+] > 2,5 \cdot 10^{-11} \text{ mol.dm}^{-3}$

Para precipitar $\text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}^+] > 8,5 \cdot 10^{-9} \text{ mol.dm}^{-3}$

Factores que Influenciam a Solubilidade

Que factores afectam a solubilidade dos sais?

Os factores que afectam a solubilidade explicam-se pelo Princípio de Le Chatelier.

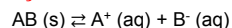
1) Efeito da Temperatura

Se a solubilização for endotérmica, a solubilidade aumenta com o aumento da temperatura.

Se a solubilização for exotérmica, a solubilidade é favorecida pela diminuição de temperatura.

Isso sucede-se porque a temperatura afecta a constante de solubilidade.

2) Efeito da Concentração



De acordo com Le Chatelier, se diminuir a concentração de produtos, a reacção evolui no sentido directo, fazendo assim aumentar a solubilidade.

Se se aumentar a concentração dos iões dissolvidos (produtos), a reacção evolui no sentido inverso, fazendo diminuir a solubilidade dos iões.

Factores que Influenciam a Solubilidade

Como podemos alterar a concentração?

3) Efeito do Ião Comum

Chama-se "**efeito do ião comum**" à diminuição da solubilidade de um sal por adição de um outro sal que partilhe um mesmo ião que os constituem.

Exemplo: solução de $AgCl (s) \rightleftharpoons Ag^+ (aq) + Cl^- (aq)$ $K_s = [Ag^+] [Cl^-] = 1,8 \times 10^{-10}$

Se se adicionar $[NaCl] = 0,10 \text{ mol.dm}^{-3}$ que diferença provoca na solubilidade do $AgCl$?

$s = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol.dm}^{-3}$ (sem $NaCl$) $s = 1,8 \times 10^{-9} \text{ mol.dm}^{-3}$ (com $NaCl$)

Segundo Chatelier, ao aumentar a concentração de um produto, a solubilidade diminui.

4) Efeito do pH

Como vimos antes, há sais com características ácidas e outros características básicas.

Exemplo: $Mg(OH)_2 (s) \rightleftharpoons Mg^{2+} (aq) + 2 OH^- (aq)$ O que acontece se se variar o pH?

pH aumenta → mais básica → $[OH^-]$ aumenta → sentido inverso → menor solubilidade

pH diminui → mais ácida → $[OH^-]$ diminui → sentido directo → maior solubilidade

Para um sal ácido, a solubilidade aumenta se o pH aumenta (ficar mais básico). Para um sal básico será o inverso.

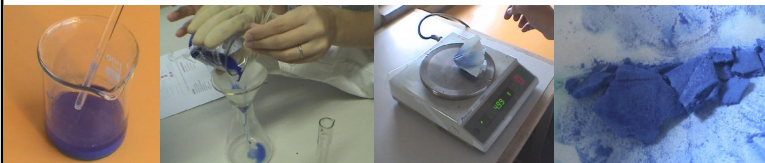
Factores que Influenciam a Solubilidade

5) Efeito da Formação de um Ião Complexo

A formação de iões complexos tem por base iões resultantes da dissolução do sal.

Assim, segundo Chatelier, a formação de um ião complexo faz diminuir a concentração de um produto, a reacção evolui no sentido directo e a solubilidade aumenta.

Exemplo: $AgCl (s) \rightleftharpoons Ag^+ (aq) + Cl^- (aq)$ O que acontece quando se adiciona NH_3 ?
 $Ag^+ (aq) + 2 NH_3 (aq) \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^+ (aq)$



Dureza da Água

O que se entende por dureza da água?

Dureza da Água: está associada à quantidade de iões alcalino-terrosos (cálcio e magnésio) que se encontram dissolvidos na água. Na sua forma mais simples, expressa a massa, em mg, de $CaCO_3$ que existe em 1 dm³ de água.

Como podemos classificar a água de acordo com a sua dureza?

Pág. 217

Dureza total (mg L ⁻¹ de CaCO ₃)	Classificação
Abaixo de 75	Macias
75 a 150	Medianamente duras
150 a 300	Dura
Superior a 300	Muito dura

O valor máximo da dureza da água para o consumo doméstico é 500 mg L⁻¹.



Como se justifica as diferentes durezas de água no país?

A dureza da água depende das características do solo, portanto:

- solos ricos em calcários, ricos em Ca^{2+} e Mg^{2+} , originam águas duras.
- solos graníticos e basálticos originam, em geral, águas macias.

Dureza da Água

Quais são os efeitos associados à dureza das águas?

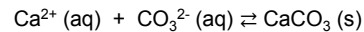
Efeitos associados à Dureza da Água

Saúde Humana: as águas duras como são ricas em cálcio e magnésio, importantes para o organismo, são boas para beber e para cozinhar.

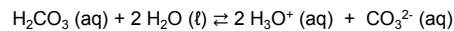
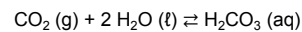
Uso Doméstico: as águas duras não dissolvem bem o sabão, dificultando a limpeza. Além disso, provocam a deposição de resíduos de calcário que danificam máquinas domésticas.

Na Indústria: forma depósitos de calcário em tubagens e caldeiras que as danifica, piorando o seu rendimento.

Quais as reações químicas associadas aos depósitos de carbonato de cálcio?



De onde vem o CO_3^{2-} ?



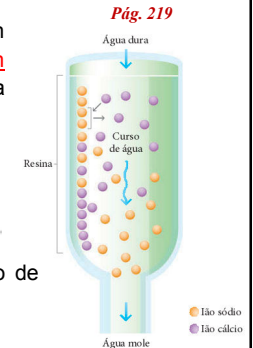
Dureza da Água

Como podemos minimizar os efeitos da dureza da água?

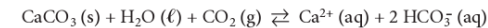
Formas de Minimizar a Dureza da Água

Sistema de Permuta Iônica: a água dura atravessa uma resina onde os **iões Ca^{2+}** (que formam sais pouco solúveis) vão ser **substituídos por outros iões** que formam sais muito solúveis (Na^+), transformando a água dura em água macia.

Aditivos Anti-Calcário: estes aditivos ao reagirem com os iões Ca^{2+} e Mg^{2+} presentes na água, **formam sais complexos solúveis**, tornando a água mais macia e protegendo as máquinas.



Nota: a dureza da água está associada à formação de estalactites e estalagmites, através da reacção:

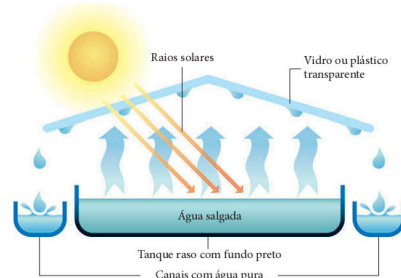


Desmineralização da Água do Mar

De que forma podemos obter água desmineralizada a partir de água do mar?

1) Destilação: a água do mar é aquecida e vaporiza-se, mas o sal não se vaporiza. O vapor de água tem de atravessar um circuito para ser arrefecido e a água obtida pela condensação deste vapor é água potável.

Na utilização de um destilador solar, utiliza-se um telhado transparente para a radiação entrar e vaporizar a água, o telhado é inclinado para o vapor condensar e escorrer para as extremidades.



Desmineralização da Água do Mar

Quais as vantagens e desvantagens da destilação como processo de desmineralização?

Destilação

Vantagens: é um método simples e podem usar-se a energia solar.

Desvantagens: método lento e pouco eficiente, requer tanques grandes e depende da intensidade solar no local.

Que outro método pode utilizar-se para desmineralizar a água do mar?

2) Osmose Inversa: este processo consiste na passagem da água do mar, sob pressão, por uma membrana semipermeável que permite a passagem da água mas não permite a passagem do soluto. Assim, a resultado da solução que atravessa a membrana é água doce potável.

Quais as vantagens e desvantagens da osmose inversa?

Osmose Inversa

Vantagens: é um método mais barato, mais rápido e mais fácil que a destilação.

Desvantagens: não é fácil a produção de membranas semipermeáveis, é frequente o entupimento das membrana na produção a grande escala, necessita de lavagens frequentes devido à acumulação de partículas sólidas.

