



Universidade Federal do ABC

BCL 0307 – Transformações Químicas

Prof. Dr. André Sarto Polo
Bloco B – S. 1014 ou L202
andre.polo@ufabc.edu.br

Aula 12

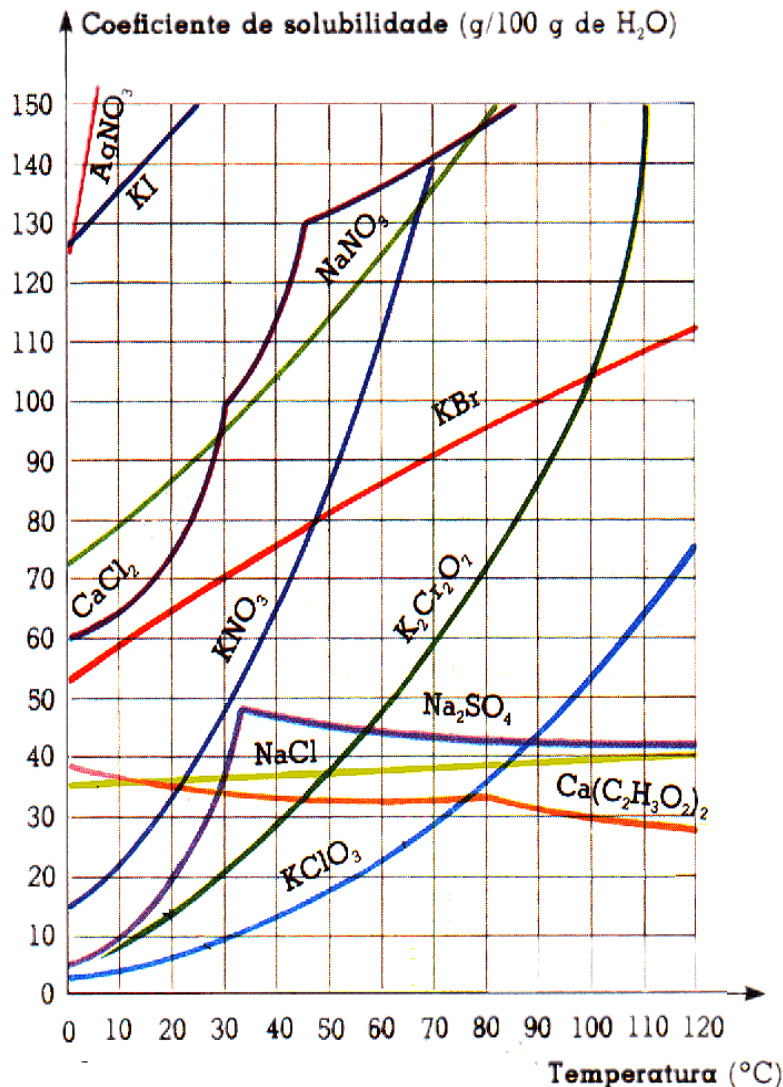


http://pesquisa.ufabc.edu.br/pologroup/Transformacoes_quimicas.html



Universidade Federal do ABC

Curvas de solubilidade



Algumas observações:

→ A maior parte das substâncias têm a solubilidade aumentada com o aumento da temperatura.

→ A solubilidade do KNO₃ varia muito com a temperatura, ao passo que a do NaCl permanece praticamente inalterada.

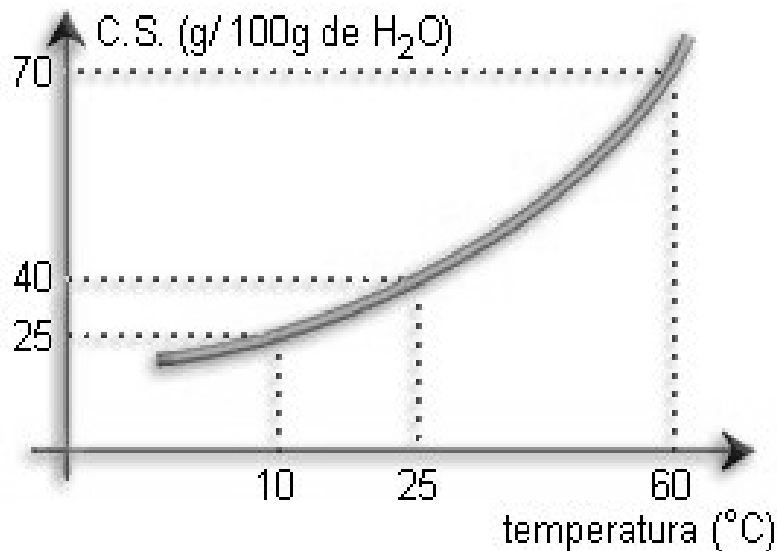
→ A 10 °C, o NaCl é mais solúvel que o KNO₃, mas a 60 °C ocorre o inverso.



Universidade Federal do ABC

Curvas de solubilidade

- Uma solução saturada de nitrato de potássio (KNO_3) constituída, além do sal, por 100 g de água, está numa temperatura de 60°C . Essa solução é resfriada a 25°C , ocorrendo precipitação de parte do sal dissolvido, calcule:



- a) a massa do sal que precipitou;
- b) a massa do sal que permaneceu em solução.



Universidade Federal do ABC

Curvas de solubilidade

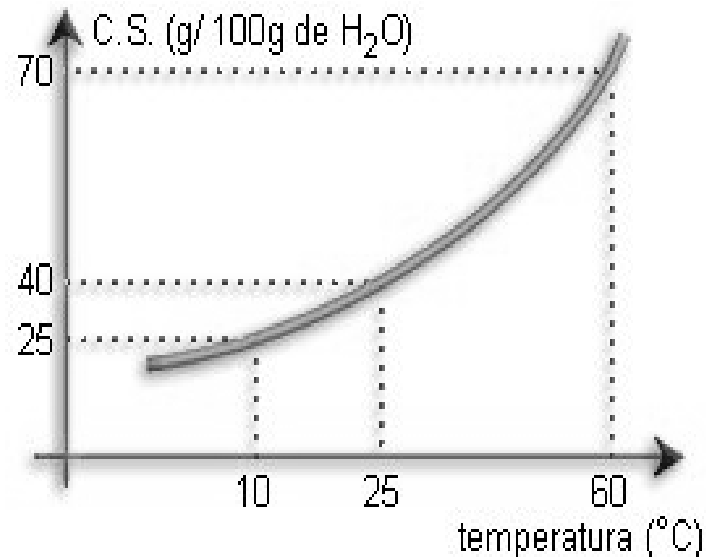
a) A massa do sal que precipitou;

Do gráfico dado, verificamos que as solubilidades do KNO_3 em 100 g de água.

a $60\text{ }^\circ\text{C}$ = 70 g de KNO_3

a $25\text{ }^\circ\text{C}$ = 40 g de KNO_3

Reduzindo a temperatura de $60\text{ }^\circ\text{C}$ para $25\text{ }^\circ\text{C}$, precipitarão: $70\text{ g} - 40\text{ g} = \mathbf{30\text{ g}}$.

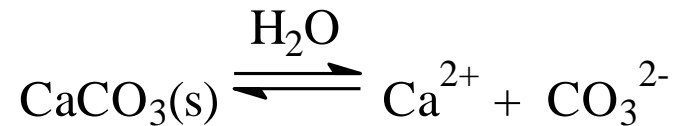


b) A massa do sal que permaneceu em solução.

Permaneceu em solução o valor do coeficiente de solubilidade na temperatura de $25\text{ }^\circ\text{C}$, ou seja, uma massa de **40 g**.



- Avaliação do equilíbrio heterogêneo:



$$K = \frac{[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{CaCO}_3]}$$

$$K \cdot [\text{CaCO}_3] = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

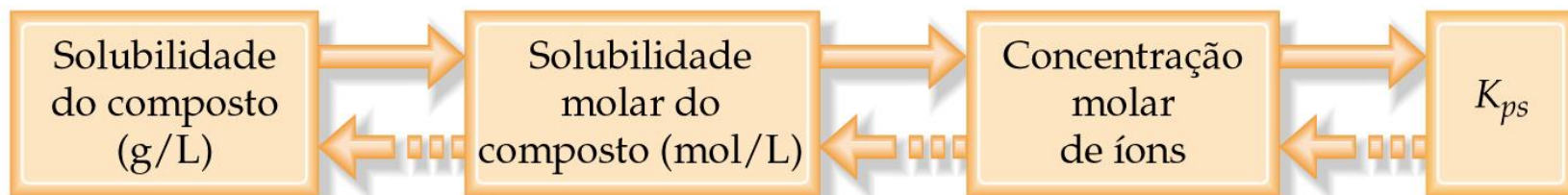
$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$



Universidade Federal do ABC

Solubilidade e K_{ps}

- Para converter solubilidade em K_{ps}
- a solubilidade precisa ser convertida em solubilidade molar (através da massa molar);
- a solubilidade é convertida na concentração em quantidade de matéria de íons no equilíbrio (cálculo do equilíbrio),
- K_{ps} é o produto da concentração de íons no equilíbrio.

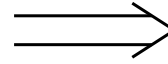




Universidade Federal do ABC

Solubilidade e K_{ps}

Concentração necessária para
ocorrer precipitação



atingir o K_{ps}

O conhecimento dos valores de K_{ps} e das concentrações em solução permite controlar a precipitação de espécies de interesse:

- Se o produto iônico, Q , $> K_{ps}$, a solução é supersaturada
- Se o produto iônico, Q , $= K_{ps}$, a solução é dita saturada
- Se o produto iônico, Q , $< K_{ps}$, a solução é insaturada e não há formação de precipitado



Universidade Federal do ABC

Solubilidade e K_{ps}

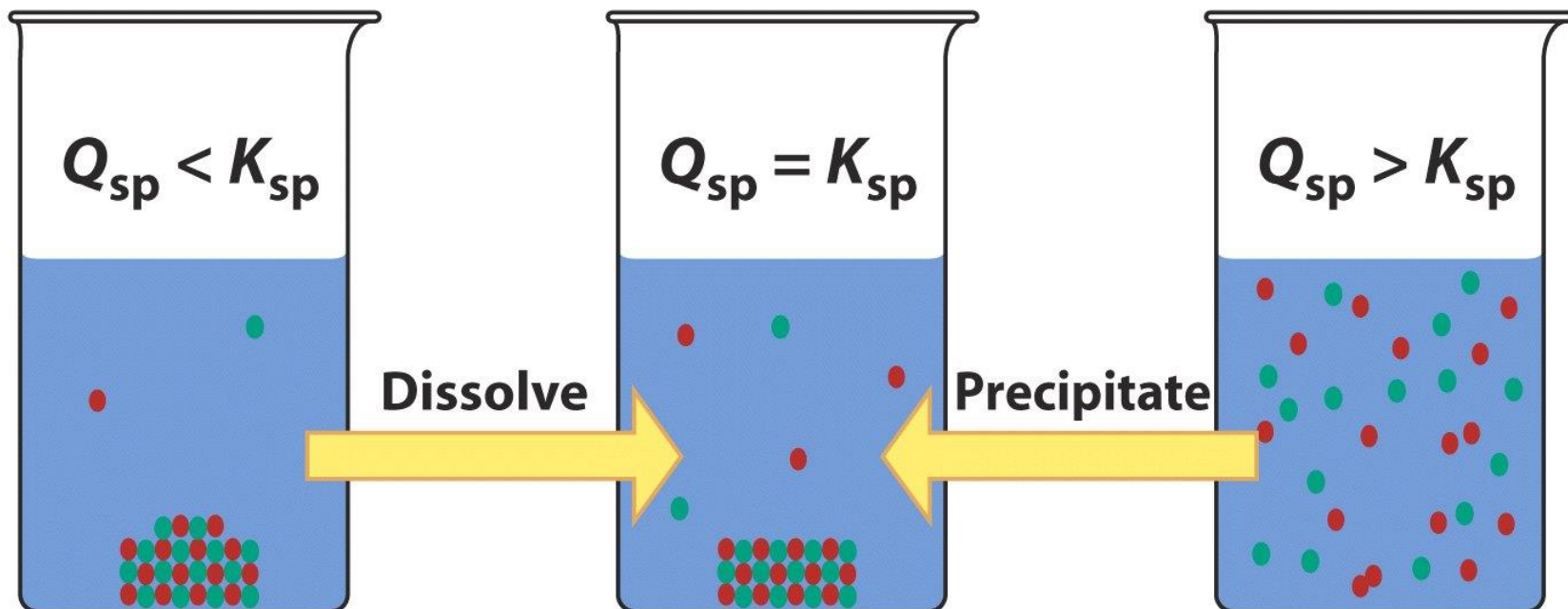




Table 18.2 • Some Common, Slightly Soluble Compounds and Their K_{sp} Values*

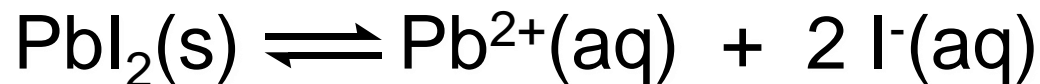
Formula	Name	K_{sp} (25 °C)	Common Names/Uses
CaCO_3	Calcium carbonate	3.4×10^{-9}	Calcite, Iceland spar
MnCO_3	Manganese(II) carbonate	2.3×10^{-11}	Rhodochrosite (forms rose-colored crystals)
FeCO_3	Iron(II) carbonate	3.1×10^{-11}	Siderite
CaF_2	Calcium fluoride	5.3×10^{-11}	Fluorite (source of HF and other inorganic fluorides)
AgCl	Silver chloride	1.8×10^{-10}	Chlorargyrite
AgBr	Silver bromide	5.4×10^{-13}	Used in photographic film
CaSO_4	Calcium sulfate	4.9×10^{-5}	Hydrated form is commonly called gypsum
BaSO_4	Barium sulfate	1.1×10^{-10}	Barite (used in "drilling mud" and as a component of paints)
SrSO_4	Strontium sulfate	3.4×10^{-7}	Celestite
Ca(OH)_2	Calcium hydroxide	5.5×10^{-5}	Slaked lime



Universidade Federal do ABC

Solubilidade do PbI_2

Considere PbI_2 dissolvido em água



Calcule K_{ps} se a solubilidade = 0.00130 M

Resposta:

$$\text{Solubilidade} = [Pb^{2+}] = 1.30 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[I^{-}] = ?$$

$$[I^{-}] = 2 \times [Pb^{2+}] = 2.60 \times 10^{-3} \text{ M}$$

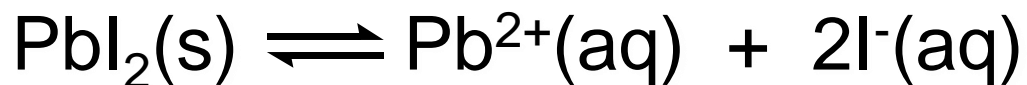




Universidade Federal do ABC

Solubilidade do PbI_2

Considere PbI_2 dissolvido em água



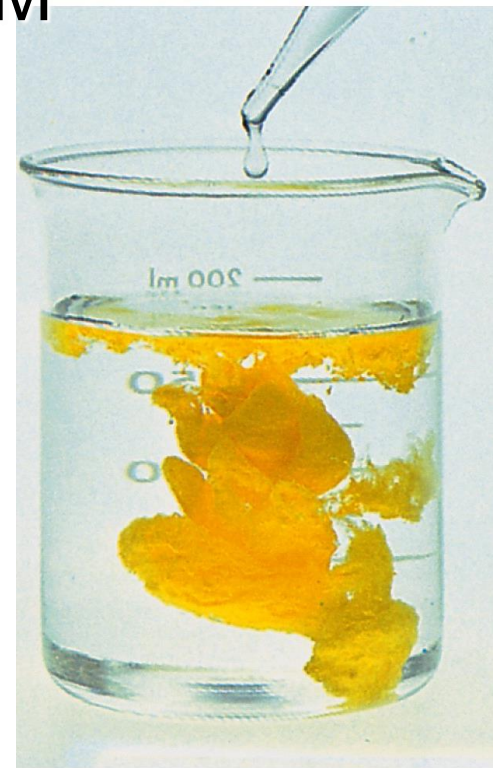
Calcule K_{ps} se a solubilidade = 0.00130 M

Resposta:

$$\begin{aligned} K_{ps} &= [Pb^{2+}] [I^{-}]^2 \\ &= [Pb^{2+}] \{2 \cdot [Pb^{2+}]\}^2 \end{aligned}$$

$$K_{ps} = 4 [Pb^{2+}]^3 = 4 (\text{solubilidade})^3$$

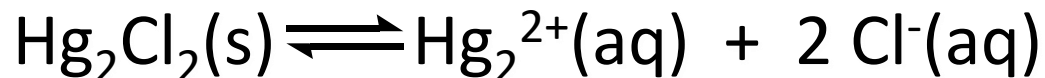
$$K_{ps} = 4 (1.30 \times 10^{-3})^3 = 8.8 \times 10^{-9}$$





Universidade Federal do ABC

Precipitando um sal insolúvel



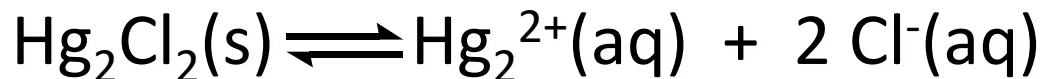
$$K_{\text{ps}} = 1.1 \times 10^{-18} = [\text{Hg}_2^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$$

Se $[\text{Hg}_2^{2+}] = 0.010 \text{ M}$, qual a $[\text{Cl}^-]$ necessária para iniciar a precipitação do Hg_2Cl_2 ?



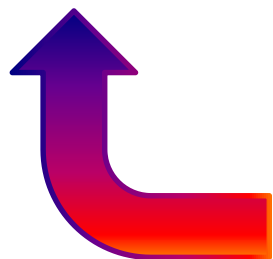
Universidade Federal do ABC

Precipitando um sal insolúvel



$$K_{\text{ps}} = 1.1 \times 10^{-18} = [\text{Hg}_2^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$$

Reconheça que:



Deve ser maior que

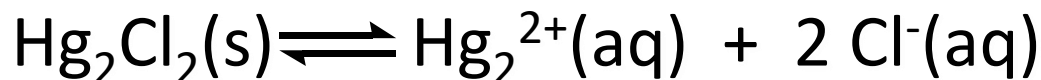


Se $[\text{Hg}_2^{2+}] = 0.010 \text{ M}$, qual $[\text{Cl}^-]$ é necessária para iniciar a precipitação do Hg_2Cl_2 ?



Universidade Federal do ABC

Precipitando um sal insolúvel



$$K_{\text{ps}} = 1.1 \times 10^{-18} = [\text{Hg}_2^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$$

Resposta

Quanto tem-se de $[\text{Cl}^-]$ quando $[\text{Hg}_2^{2+}] = 0.010 \text{ M}$,

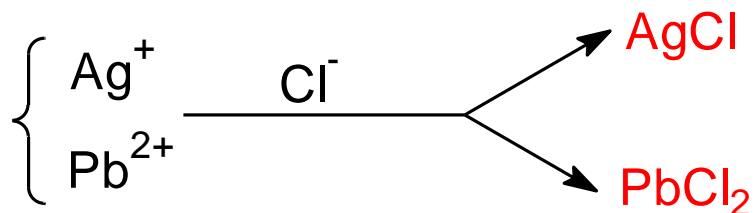
$$[\text{Cl}^-] = \sqrt{\frac{K_{\text{sp}}}{0.010}} = 1.1 \times 10^{-8} \text{ M}$$

Se esta concentração de Cl^- for ultrapassada, Hg_2Cl_2 começa a precipitar.



Universidade Federal do ABC

Precipitação seletiva



Como fazer para precipitar apenas o AgCl?

Solução: manter a $[\text{Cl}^-]$ em um valor suficiente para atingir o K_{ps} do AgCl ($1,7 \times 10^{-10}$), mas insuficiente para o K_{ps} do PbCl_2 ($1,6 \times 10^{-5}$).



Precipitação seletiva

Por exemplo: se $[Ag^+] = [Pb^{2+}] = 0,01 M$, temos:



$$[Cl^-] = \frac{K_{ps}}{[Ag^+]} = \frac{1,7 \times 10^{-10}}{0,01} = 1,7 \times 10^{-8} M$$



$$[Cl^-] = \sqrt{\frac{K_{ps}}{[Pb^{2+}]}} = \sqrt{\frac{1,6 \times 10^{-5}}{0,01}} = 0,04 M$$

$$1,7 \times 10^{-8} < [Cl^-] < 0,04$$



Universidade Federal do ABC

Efeito do íon comum

12 ml PYREX

AgNO₃ added

● = Ag⁺
△ = CH₃CO₂⁻
■ = NO₃⁻



O que acontece com o equilíbrio ao adicionar AgNO₃?

Forma-se Ag(CH₃CO₂)(s) e ocorre a precipitação!

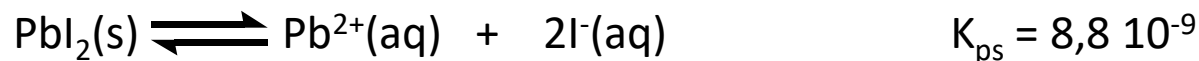


Universidade Federal do ABC

Efeito do íon comum

Exemplo: Qual a solubilidade molar do PbI_2 em NaI 0.10 M ?

Primeiro vamos analisar a solubilidade do PbI_2 em água pura:



$$K_{\text{ps}} = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^{-}]^2$$

$$8,8 \cdot 10^{-9} = y(2y)^2$$

$$8,8 \cdot 10^{-9} = 4y^3$$

$$8,8 \cdot 10^{-9} / 4 = y^3$$

$$y = 1,30 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

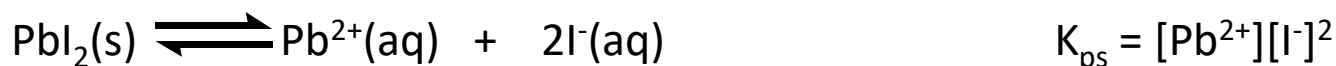
Análise: NaI é solúvel em água e fornece o íon comum (I^{-}).



Universidade Federal do ABC

Efeito do íon comum

Análise: NaI é solúvel em água e fornece o íon comum (I⁻).



<u>Inicial</u>	0	0,10
<u>Varição</u>	+x	+2x
<u>Equilíbrio</u>	+x	+2x + 0,10

$$[\text{I}^{-}] = 0,10 + 2x \approx 0,10 \quad \text{então}$$

$$K_{ps} = x(0,10)^2 \quad \text{ou} \quad x = 7,9 \times 10^{-7} \text{ M}$$

($x \ll 0,10$ portanto a consideração inicial é válida)

Portanto

Solubilidade em água pura = $y = 1,30 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Solubilidade em presença de I⁻ adicionado = $x = 7,9 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

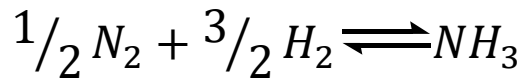
Princípio de Le Chatelier é obedecido!



Universidade Federal do ABC

Processos industriais

- Haber – Bosch
 - Produção de amônia

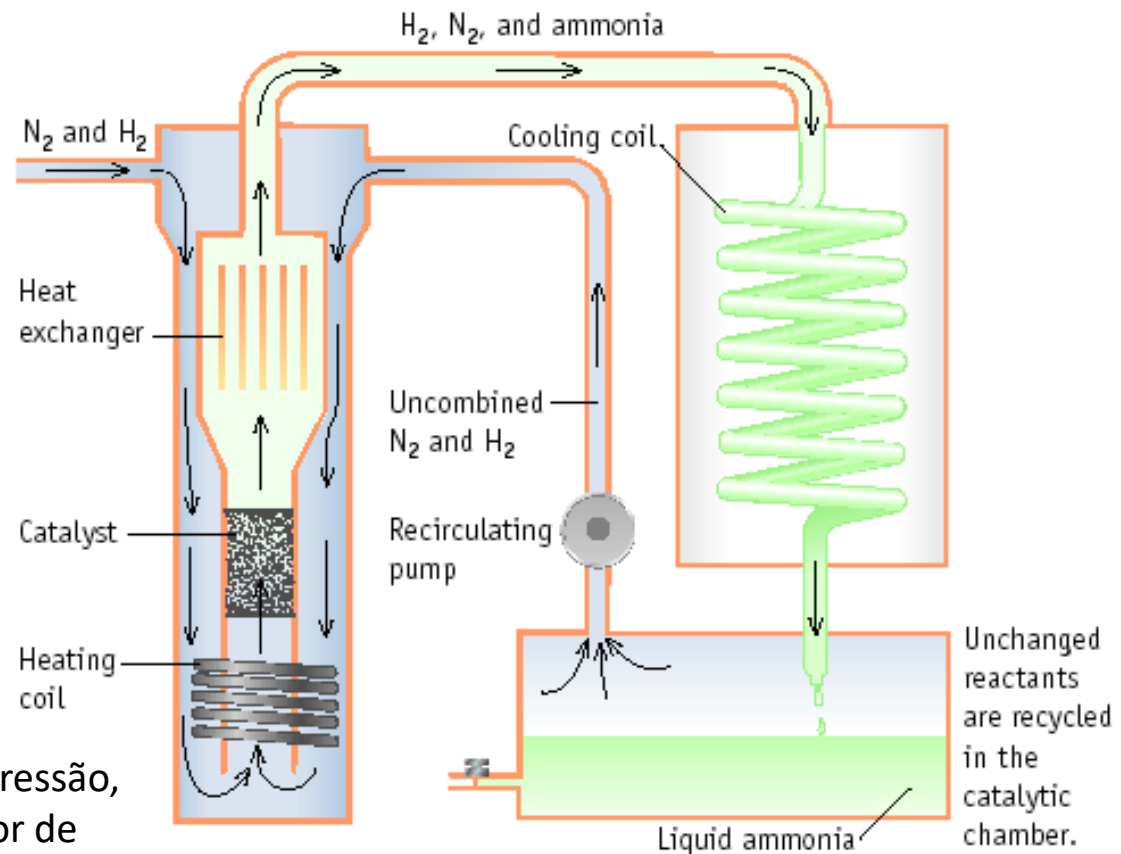


$$\Delta H_{12^\circ C} = -46 \text{ kJ}; \Delta H_{659^\circ C} = -55,6 \text{ kJ}$$

$$K_p = \frac{p_{NH_3}}{p_{N_2}^{1/2} \times p_{H_2}^{3/2}}$$

A mixture of H_2 and N_2 is pumped over a catalytic surface.

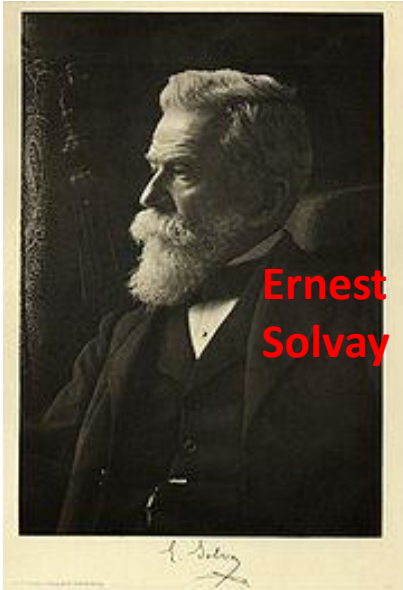
Na prática as condições são: 200 atm de pressão, temperatura entre 380-450 °C e catalisador de “ferro ativado”





Universidade Federal do ABC

PROCESSO SOLVAY



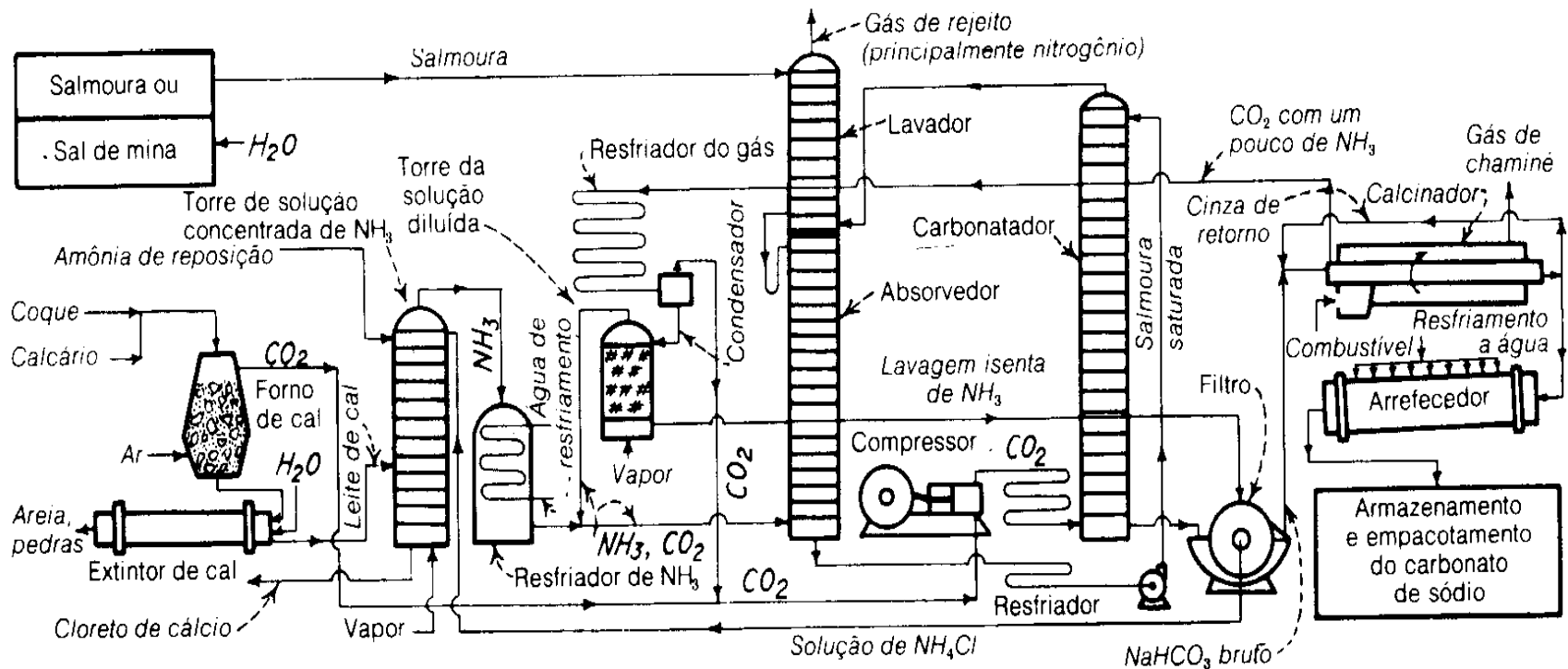
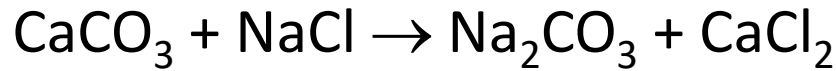
Produção industrial de NaHCO_3 e Na_2CO_3 a partir de matérias primas baratas: cloreto de sódio, amoníaco e carbonato de cálcio (pedra calcária)



Universidade Federal do ABC

PROCESSO SOLVAY

REAÇÃO GLOBAL:



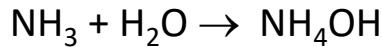


Universidade Federal do ABC

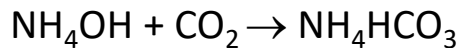
PROCESSO SOLVAY

Etapas principais do Processo Solvay:

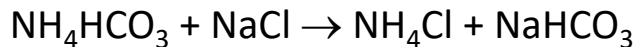
1. Saturação de uma solução aquosa de NaCl com amônia



2. Saturação desta solução com CO_2

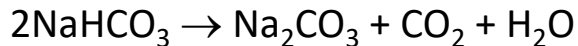


3. Reação do bicarbonato com NaCl

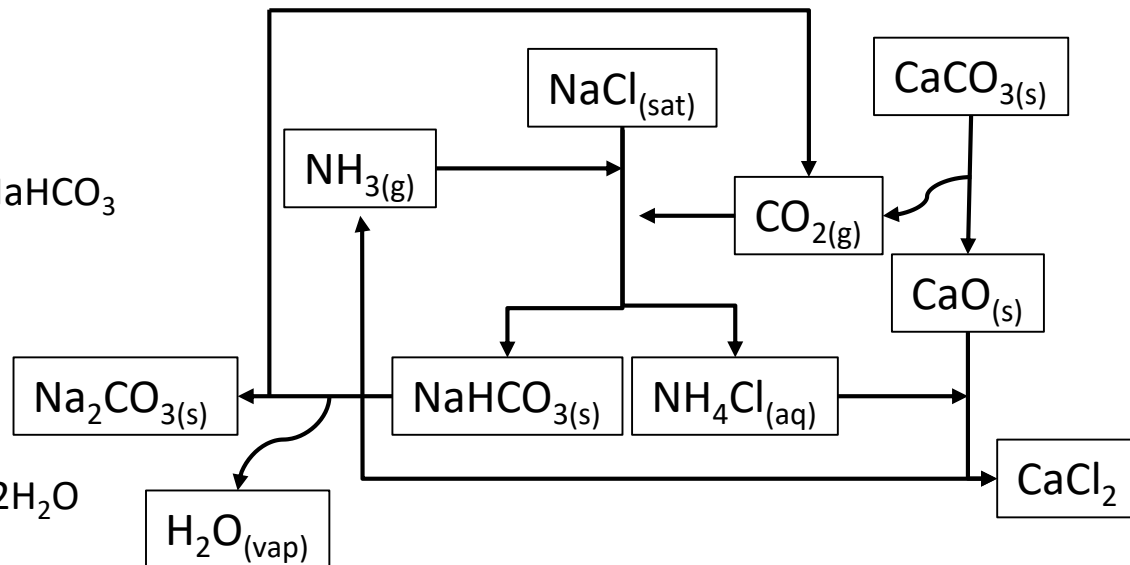
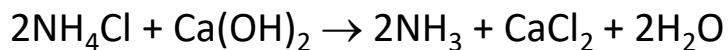


4. Precipitação do sal menos solúvel = NaHCO_3

5. Produção do Na_2CO_3 por calcinação



6. Recuperação da amônia





Universidade Federal do ABC

Avisos finais

- Lista de exercícios foi atualizada no site
- Prova Lab 26/04
- Prova P2 03/05
- Dúvidas até dia 30/04
 - Depois desta data não terá mais atendimento.
- Prova Sub 13/05 (**segunda-feira** – 10-12h Sala A101-0)
 - Enviar documento comprobatório até dia 08/05 por email e apresentar original no dia da prova.
 - Apenas casos previstos na Resolução [CONSEPE 181](#)
- Prova de recuperação apenas no próximo quadrimestre em data a ser definida.
 - Entrar em contato para demonstrar interesse em fazer a prova de recuperação.