

Escórias

Escórias são formadas nos processos metalúrgicos com dois objetivos principais:

Reter os óxidos ou outros compostos indesejáveis presentes nos minérios sujeitos ao refino e

Reter compostos formados a partir das impurezas que se deseja remover dos metais sendo refinados.

Assim, as características das escórias são extremamente importantes nos processos metalúrgicos. A escória, em um processo metalúrgico não é um sub-produto que ocorre de forma pouco controlada. Para garantir a eficiência da remoção das impurezas e a separação dos compostos indesejáveis assim como a própria separação da escória do metal, é necessário que propriedades como viscosidade, ponto de fusão, densidade e tensão superficial sejam cuidadosamente controladas. Assim, adições de fundentes e formadores de escória são utilizadas em, essencialmente, todos os processos metalúrgicos.

Além destas funções as escórias podem servir para proteger o metal de contato com o ambiente e controlar as perdas térmicas do metal.

Há um ditado clássico em metalurgia que diz: “Cuide da escória e o metal cuidará de si mesmo”, que reflete a importância dada pelos operadores de processos de refino a composição e comportamento da escória.

Por outro lado, a seleção dos refratários empregados nas operações de refino está, normalmente, condicionada a escória que será utilizada.

A tabela abaixo apresenta composições típicas de escórias de processos siderúrgicos:

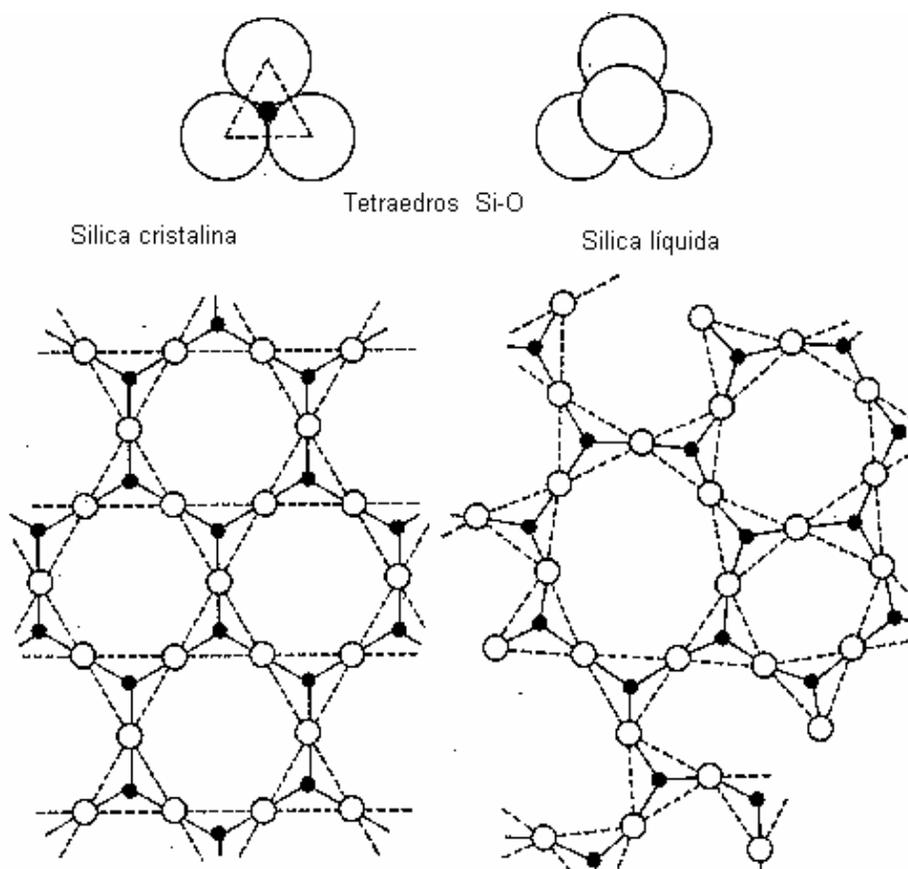
| Escória | Composição Química (% peso) | | | | | Outros |
|--------------------------------------|-----------------------------|-------|-------|--------------------------------|------|------------------------------------|
| | SiO ₂ | CaO | FeO | Al ₂ O ₃ | MgO | |
| Alto-Forno | 30-40 | 35-45 | - | 12-18 | 3-8 | MnO |
| Conversor | 10-20 | 40-50 | 10-25 | - | 4-10 | MnO, P ₂ O ₅ |
| Forno Elétrico (escória redutora) | 15-20 | 60-65 | <1.0 | <3.0 | 5-10 | CaF ₂ |

Enquanto a descrição do comportamento dos solutos nos metais líquidos é relativamente simples, como discutido nos capítulos anteriores, a descrição do comportamento dos diferentes solutos em escórias industriais tem sido um desafio contínuo. Isto se deve ao fato de que estas escórias raramente são soluções diluídas, e a complexidade da estrutura destes líquidos.

A compreensão da estrutura das escórias líquidas pode auxiliar na formulação de modelos de solução que eventualmente venham a descrever adequadamente o comportamento das escórias líquidas, sob o ponto de vista termodinâmico.

As escórias líquidas são normalmente condutoras elétricas, enquanto vários dos seus constituintes não conduzem eletricidade no estado sólido. Assim, é razoável supor que as escórias líquidas contenham ions positivos (cations), tais como Ca^{2+} , Mg^{2+} e Fe^{2+} e ions negativos (anions) como O^{2-} , PO_4^{3-} e SiO_4^{4-} .

Acredita-se que, a semelhança das estruturas das fases sólidas da SiO_2 , o silício se coordene com quatro O^{2-} , formando SiO_4^{4-} com estrutura de tetraedros, como mostra a figura abaixo:



É evidente que, para que esta estrutura seja compatível com a estequiometria, é necessário que os vértices dos tetraedros sejam compartilhados, como indica a figura. O processo de fusão da sílica, neste modelo, é um processo de desorganização de uma estrutura ordenada de tetraedros, passando a formação de redes de tetraedros com alguma mobilidade relativa. Daí decorreria a elevada viscosidade da sílica líquida.

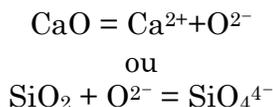
Dependendo do teor de sílica em uma escória, um número variável de unidades SiO_4^{4-} estarão “ligadas” em correntes ou anéis, formando o que se denomina uma estrutura de rede. O comportamento destas escórias ricas em sílica pode ser descrito bastante bem por modelos de líquidos poliméricos. Escórias com maior número de correntes ou anéis longos tenderão a ter maior viscosidade, naturalmente.

As escórias de aciaria e de alto-forno, entretanto, tem adições significativas de outros óxidos tais como CaO e MgO .

Basicidade

Uma classificação útil para os óxidos, dentro do modelo iônico de escórias é distingui-los entre doadores ou receptores de ions O^{2-} .

Assim, pode-se classificar os óxidos que constituem as escórias entre doadores e receptores de ion O^{2-} .

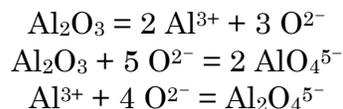


Os óxidos doadores de O^{2-} são classificados como óxidos básicos e os receptores, ácidos. Um modo de classificar a tendência a doar ou receber O^{2-} é através da eletronegatividade do cation (dificuldade em remover um eletron do elemento)

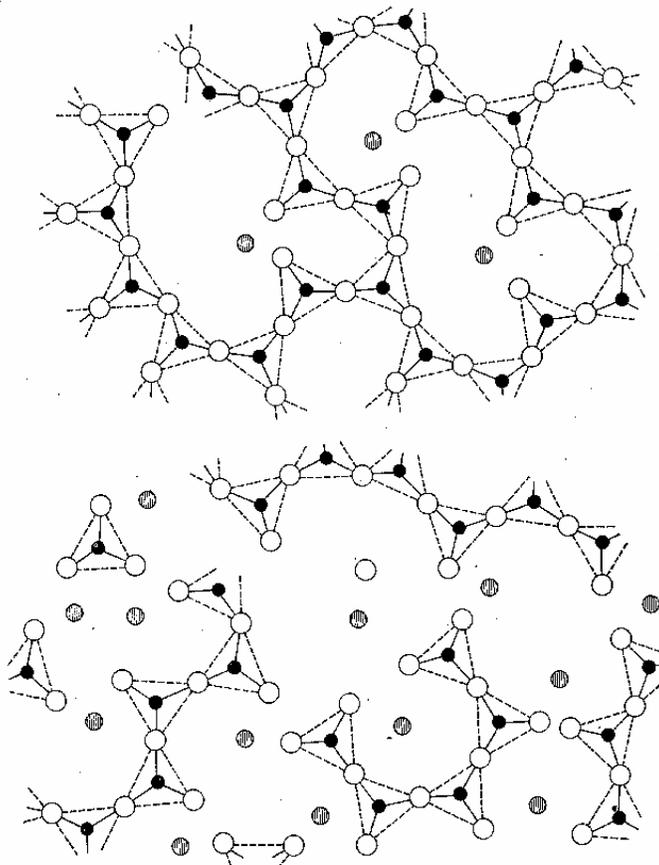
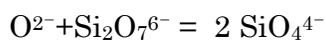
A tabela abaixo lista a eletronegatividade dos principais cátions encontrados em escórias e sua classificação entre ácidos, intermediários ou anfóteros:

| Classificação do Óxido | Óxido | Eletronegatividade do cátion |
|------------------------|-------------------------|------------------------------|
| Básicos | Na_2O | 0,9 |
| | BaO | 0,9 |
| | CaO | 1,0 |
| Intermediários | MnO | 1,4 |
| | FeO | 1,7 |
| | ZnO | 1,5 |
| | MgO | 1,2 |
| | Cr_2O_3 | 1,6 |
| | Al_2O_3 | 1,5 |
| | Fe_2O_3 | 1,8 |
| Ácidos | TiO_2 | 1,6 |
| | B_2O_3 | 2,0 |
| | SiO_2 | 1,8 |
| | P_2O_5 | 2,1 |

Enquanto os óxidos básicos são sempre doadores de O^{2-} , e os óxidos ácidos são sempre receptores deste anion, o comportamento dos óxidos intermediários depende da atividade de O^{2-} . O comportamento da Al_2O_3 , por exemplo, envolve as seguintes reações possíveis:



O efeito prático da adição de um óxido básico (CaO, por exemplo) a um silicato líquido, leva a formação de cadeias menores, e a escória fica mais fluida. Um exemplo deste processo de “quebra” de cadeias de sílica é:



Quebra das cadeias de tetraedros de sílica pela adição de óxido básico. Círculos cinza: Ca^{2+}

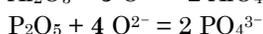
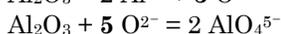
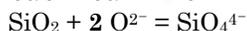
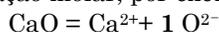
A definição ideal de basicidade para escórias seria, então, similar a definição de pH para soluções aquosas, como proposto por Ban-ya:

$$B = \log a_{O^{2-}}$$

Esta definição esbarra, entretanto, na dificuldade experimental de medir a atividade do ion O^{2-} . Para contornar este problema, diversos indicadores indiretos são definidos para quantificar o caráter da escória com respeito a atividade do ion O^{2-} . A tabela abaixo lista os principais indicadores usuais:

| | | |
|---------------------|---|---|
| Basicidade V | $\frac{\% CaO}{\% SiO_2}$ | |
| | $\frac{\% CaO}{(\% SiO_2 + \% Al_2O_3)}$ | Alto-Forno (% peso) |
| | $\frac{\% CaO}{(\% SiO_2 + \% P_2O_5)}$ | Aciaria (% peso) |
| | $\frac{(\% CaO + \% MgO)}{(\% SiO_2 + \% P_2O_5)}$ | Aciaria (% peso) |
| | $\frac{X_{CaO}}{(X_{SiO_2} + 2X_{P_2O_5} + 0,5X_{Al_2O_3} + 0,5X_{Fe_2O_3})}$ * | Fração molar |
| Excesso de Base | $B = \%CaO - 1,86\%SiO_2 - 1,19\%P_2O_5$ * | % peso |
| | $B = X_{CaO} - 2X_{SiO_2} - 4X_{P_2O_5} - 2X_{Al_2O_3} - X_{Fe_2O_3}$ * | Fração molar |
| Basicidade Ótica | $\Lambda = \sum_i \Lambda_i X_i \quad \Lambda_i = \frac{0,74}{(\chi - 0,26)}$ | Média ponderada da basicidade ótica de cada óxido, calculada em função da eletronegatividade. |

*Nota: Os coeficientes aplicados as diferentes concentrações dos óxidos nas relações indicadas estão relacionados a doação ou consumo de ions O^{2-} de cada um dos óxidos envolvidos. Assim, no caso do excesso de base em fração molar, por exemplo:



Efeito "resultante"

$$5-3=2$$

| Classificação do Óxido | Óxido/Composto | Λ_i |
|------------------------|--------------------------------|-------------|
| Básicos | Na ₂ O | 1,11 |
| | BaO | 1,08 |
| | CaO | 1,0 |
| Intermediários | MnO | 0,95 |
| | FeO | 0,94 |
| | ZnO | 0,91 |
| | MgO | 0,92 |
| | Cr ₂ O ₃ | 0,77 |
| | Al ₂ O ₃ | 0,66 |

| | | |
|-----------|-------------------------|------|
| | Fe_2O_3 | 0,72 |
| | TiO_2 | 0,65 |
| | B_2O_3 | 0,42 |
| Ácidos | SiO_2 | 0,47 |
| | P_2O_5 | 0,38 |
| Fluoretos | CaF_2 | 0,67 |
| | MgF_2 | 0,51 |
| | NaCl | 0,68 |
| | BaF_2 | 0,78 |

Basicidade Ótica dos Principais Constituintes de Escórias (Nakamura, 1986)

Todos as relações constantes desta tabela são empíricas. O objetivo de sua formulação é a definição de alguma variável capaz de apresentar boa correlação com algum aspecto do comportamento das escórias. Alguns destes indicadores são eficientes em algumas correlações, enquanto outros somente se aplicam bem a outras correlações.

É importante sempre ter em mente o caráter empírico destas relações, evitando criar a expectativa de que todos os aspectos do comportamento termodinâmico (ou físico-químico) de escórias podem ser correlacionados com apenas um destes parâmetros.

Diagramas de Equilíbrio de Fases

Uma das maneiras mais práticas de apresentar de forma sumária informações sobre o equilíbrio de sistemas metalúrgicos é o uso de diagramas de equilíbrio de fases.

A construção de diagramas de equilíbrio de fases decorre diretamente das condições de equilíbrio derivadas anteriormente. Em geral, são escolhidas duas variáveis termodinâmicas como eixos do diagrama, obtendo-se diagramas bi-dimensionais, representados no plano. Das condições de equilíbrio para um sistema multi-fase multi-componente, pode-se deduzir a regra das fases de Gibbs.

$$F=C-P+2$$

Onde F é o número de graus de liberdade do sistema, C o número de constituintes e P o número de fases presentes. Esta “regra” é de fácil compreensão, se considerarmos a razão matemática que conduz a sua dedução: Um sistema de n equações e m incógnitas tem $n-m$ “graus de liberdade”, isto é, para que exista uma única solução do sistema de n equações é necessário fixar, arbitrariamente $n-m$ variáveis. No caso das condições de equilíbrio, existem $(P-1)(C+2)$ equações, e $P(C+2)$ variáveis. O sistema de equações obtido a partir das condições de equilíbrio só tem solução se $F=C-P+2$ variáveis forem fixadas. Este é o significado da regra das fases de Gibbs.

Desta forma, por exemplo, um sistema com 2 componentes (binário) e 3 fases, tem uma solução única se fixarmos a pressão. Assim, em sistemas binários, a pressão constante, eutéticos, peritéticos, eutetóides e peritetóides, onde se tem três fases em equilíbrio, são chamados de “invariantes” pois a solução para três fases em equilíbrio é única (a pressão constante).

Em um sistema unário (1 componente) e 3 fases, tem-se um invariante. Assim, o ponto tríplice em um diagrama P versus T , onde coexistem, por exemplo, líquido, sólido e gás, é único e definido diretamente pelas condições de equilíbrio, sem que seja necessário definirmos qualquer das variáveis termodinâmicas do sistema.

Quando usamos potenciais termodinâmicos como coordenadas dos diagramas (T , P e μ) a estrutura dos diagramas de equilíbrio de fases é uma estrutura de “células” simples. Em um diagrama bi-dimensional, por exemplo, áreas correspondem a regiões monofásicas, linhas separam as regiões monofásicas (“células”) e representam equilíbrios bifásicos e pontos

são equilíbrios trifásicos. Isto é uma consequência direta da regra das fases de Gibbs!

A Figura abaixo apresenta o diagrama de equilíbrio de fases Fe-C utilizando T e $\log a_c$ (proporcional a μ_c) como coordenadas.

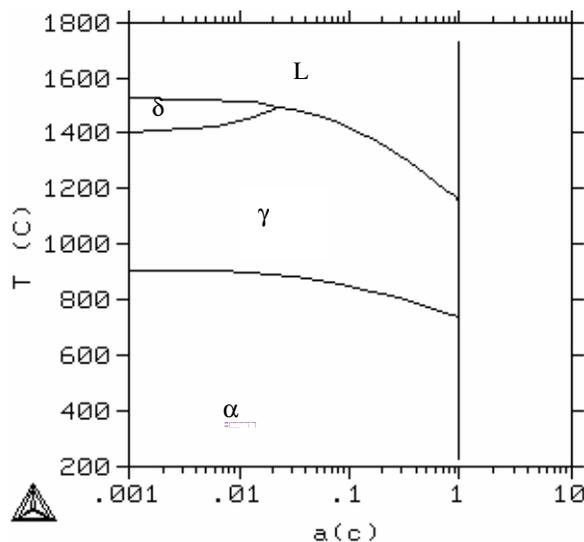


Diagrama a(c) versus T para o sistema Fe-C. Atividade do carbono referida a grafite pura a temperatura do cálculo e 1 atm.

Diagramas que apresentem a composição química como variável são muito mais úteis na maioria dos casos práticos, além de serem os mais usuais. Como a composição química não é um potencial termodinâmico, as linhas que representavam o equilíbrio bi-fásico (mesmo m, mesma T) agora transformam-se em “áreas” do diagrama, onde são dadas, para cada T, a composição química de cada uma das fases em equilíbrio com a outra. (isto é, a composição que as fases devem ter para que o potencial químico das espécies seja o mesmo nas duas fases!)

Assim, é mais comum apresentar-se este tipo de diagrama, como mostrado para o sistema Fe-C a 1 atm na figura abaixo.

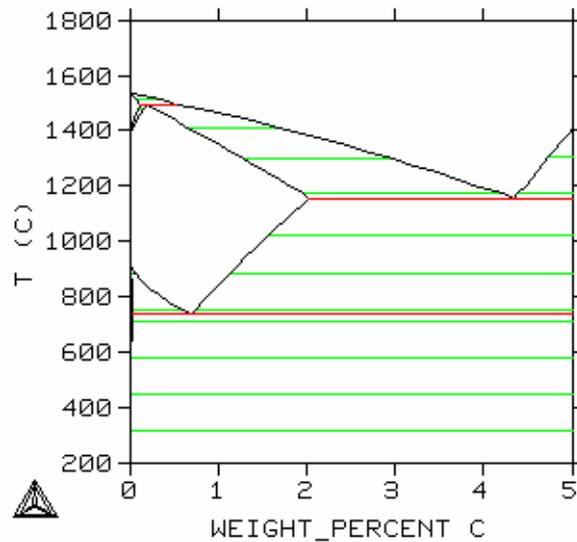


Diagrama de equilíbrio Fe-C para 1 atm.

É importante observar que a introdução de uma variável que não é um potencial termodinâmico altera a topologia do diagrama. Ainda assim, as seguintes regras gerais se aplicam:

Entre dois campos monofásicos deve existir um “campo” bifásico,
Entre dois campos bifásicos deve ocorrer um equilíbrio tri-fásico (invariante a P constante).

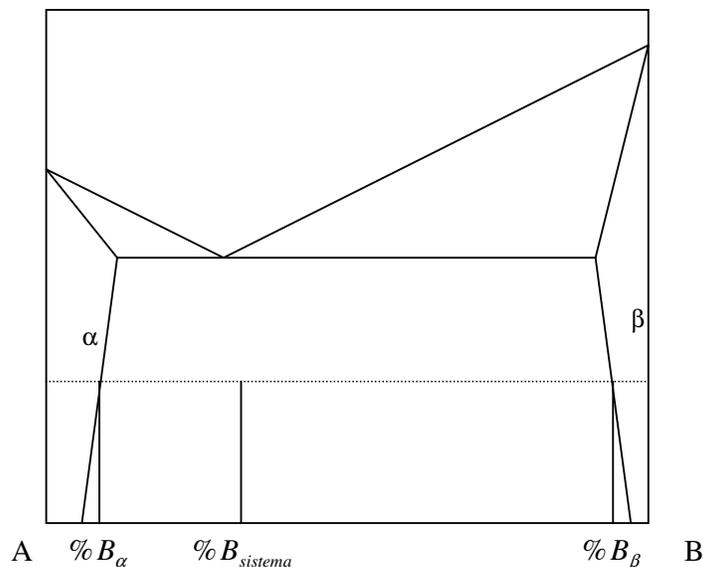
Estas regras podem ser estendidas a diagramas de mais alta ordem (ternários, por exemplo) com será visto adiante.

A “Regra da Alavanca”

Quando a composição e temperatura do sistema são tais que apenas uma fase está em equilíbrio, é evidente que esta fase terá a composição do sistema, pois toda a massa do sistema estará sob esta forma.

Entretanto, quando a composição e temperatura do sistema são tais que mais de uma fase estão presentes em equilíbrio, a composição de cada fase não pode variar, no caso de um sistema binário a pressão constante. Isto decorre do fato de que o potencial químico das duas espécies deve ser o igual nas duas fases, o que fixa a composição das fases em equilíbrio. Assim, a variação da composição global do sistema só pode afetar a fração de cada fase presente.

A fração de cada fase presente pode ser determinada através de um balanço de massa dos elementos (espécies) presentes. O resultado deste balanço é, normalmente, apresentado como a “regra da alavanca”.



Se a quantidade de B está distribuída entre as duas fases, é possível fazer um balanço de massa de B para 100g de sistema, assumindo que as frações em peso de α e β são f_α e f_β , respectivamente:

$$\% B_{\text{sistema}} = f_\alpha \times \% B_\alpha + f_\beta \times \% B_\beta$$

$$\text{como } f_\alpha + f_\beta = 1$$

$$\% B_{\text{sistema}} = f_\alpha \times \% B_\alpha + (1 - f_\alpha) \times \% B_\beta = f_\alpha \times (\% B_\alpha - \% B_\beta) + \% B_\beta$$

e

$$f_\alpha = \frac{\% B_{\text{sistema}} - \% B_\beta}{\% B_\alpha - \% B_\beta}$$

Observe que esta relação é a conhecida regra da alavanca. Uma relação idêntica pode ser obtida, naturalmente, para f_β . Note, ainda, que as frações obtidas são frações **em peso**, se a concentração é dada em peso, e não frações volumétricas. Somente quando as densidades das fases são semelhantes é possível utilizar a regra da alavanca para estimar diretamente frações volumétricas de fases em microestruturas.

Linhas de Ligação (Tie Lines)

As linhas que ligam as composições em equilíbrio em um campo bifásico são chamadas de linhas de ligação ou “tie-lines”. Em um diagrama binário, estas linhas são sempre horizontais ($T_\alpha = T_\beta$, no equilíbrio) e, por este motivo, são normalmente omitidas.

Em sistemas de mais alta ordem estas linhas trazem informações importantes e não podem ser omitidas.

Diagramas Ternários

Diagramas ternários, a pressão constante, têm três variáveis independentes: Temperatura e duas composições. Em geral, um diagrama ternário a pressão constante é, portanto, um gráfico tridimensional. Exceto em casos muito especiais, estes diagramas tridimensionais são de pouca utilidade. Um dos principais motivos desta utilidade limitada é sua complexidade.

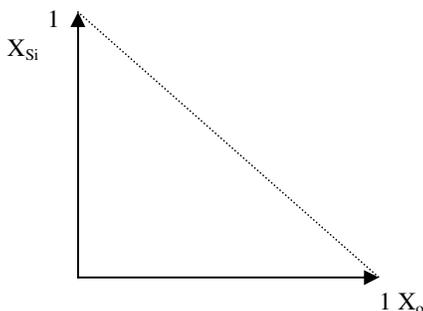
Assim, é comum fixar uma das variáveis independentes e obter seções bidimensionais dos diagramas ternários a pressão constante. As seções mais comuns são obtidas:

- a) A temperatura constante (isotermas)
- b) A concentração de uma das espécies constantes
- c) Com razão de concentrações de duas espécies constantes
- d) Em alguns casos, partes de sistemas ternários se comportam como binários. Estes cortes são chamados pseudo-binários. Um exemplo é o sistema $\text{SiO}_2\text{-CaO}$, que é um pseudo-binário do sistema ternário Ca-O-Si .

Seções Isotermas (e isobáricas) de Diagramas Ternários

Nas seções isotermas (e isobáricas) de diagramas ternários, temos duas variáveis independentes. Podemos escolher, num sistema como Fe-O-Si , as concentrações de Si e O como variáveis independentes. Mesmo assim, o diagrama não existe para todas as composições. Além da restrição de que a fração molar dos elementos só pode variar entre 0 e 1, a soma das frações molares não pode ultrapassar 1.

Assim, uma seção isoterma e isobárica de um diagrama ternário pode ser representada em um diagrama como mostrado abaixo:



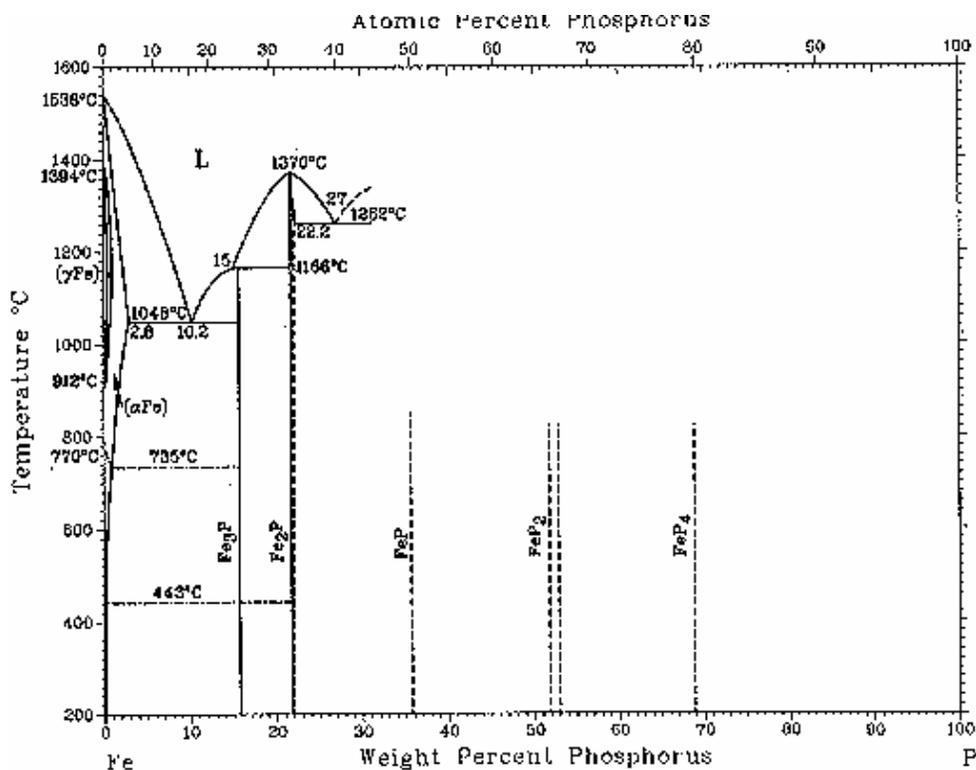
Neste diagrama, o canto inferior esquerdo (coordenadas 0,0) representa Ferro puro, o canto direito oxigênio puro e o extremo superior do eixo vertical, silício puro.

Este tipo de representação é perfeitamente adequado quando se tem soluções diluídas de dois solutos em um solvente. O diagrama trata de forma não equivalente os diferentes constituintes, mas isto não é um problema neste caso, pois os constituintes não são, realmente, equivalentes.

Quando os elementos ou espécies não tem importância relativa diferente no sistema, emprega-se o triângulo de Gibbs, em que os eixos x e y de composição, ao invés de ortogonais, fazem 60° entre si. Este tipo de diagrama tem propriedades interessantes, que serão exploradas em aula.

Fósforo e Desfosforação

O fósforo estabiliza a fase CCC (ferrita) do ferro. Nesta fase, age como um poderoso endurecedor por solução sólida. Isto pode conduzir a fragilidade a frio (devido ao aumento do limite de escoamento). Por vezes este efeito é aproveitado em aços de baixo carbono, visando obter resistência mecânica mais elevada (com algum sacrifício de ductilidade e tenacidade).



O fósforo, além disto, forma diversos fosfetos com o ferro, todos frágeis.. O fosfeto mais rico em ferro Fe₃P, em particular, forma um eutético de baixo ponto de fusão com a fase CCC do ferro, como pode ser observado do diagrama de fases.

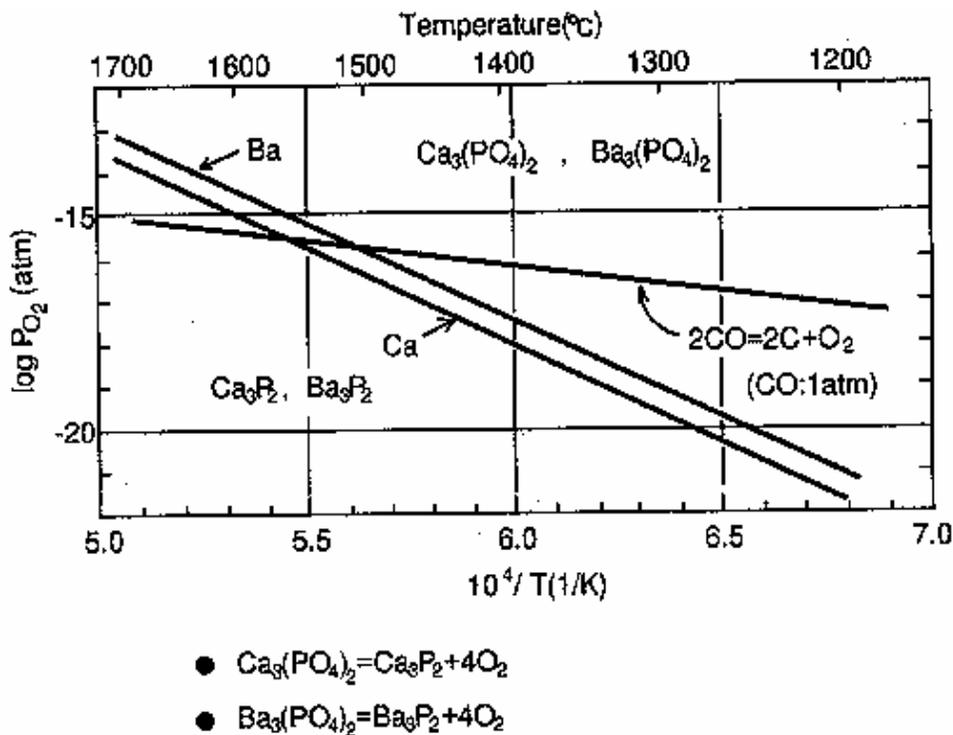
Por fim, o fósforo é responsável, em aços temperados e revenidos, pela ocorrência de fragilidade de revenido (faixa de 500 a 600°C) associada, em geral, a segregação deste elemento para os contornos de grão austeníticos prévios.

Em geral, o fósforo provém do minério de ferro e, devido a estabilidade relativamente baixa de seus óxidos (ver diagrama de Ellingham) estes são reduzidos no alto forno, incorporando-se ao gusa. Uma das operações mais importantes no refino dos aços é a remoção do fósforo, chamada desfosforação.

Reações de Desfosforação

(Nota: Este item é baseado em parte, em N. Sano, *Thermodynamics of Slags*, *Adv. Phys. Chem. For Process Metallurgy*, 1997, Academic Press)

O fósforo ocorre em escórias como íon P^{3-} ou PO_4^{3-} , dependendo da temperatura e do potencial de oxigênio do sistema, como mostra a figura abaixo:



Estabilidade de fosfetos e fosfatos em função da temperatura e pressão de oxigênio
(Sano 1991)

A linha do equilíbrio C/CO é o limite do mais baixo potencial de oxigênio usualmente encontrado em processos de refino de aços comuns. Assim, a desfosforação se processa usualmente através da reação de oxidação do fósforo a fosfeto:

É comum representar a desfosforação como:

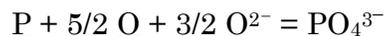


É fácil verificar que a atividade do P_2O_5 tem que ser extremamente baixa para que esta reação seja viável termodinamicamente. Além disto, como este óxido não é a espécie presente na escória, esta representação não é a mais correta.

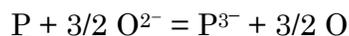
Outra representação muito comum para o processo de desfosforação é:



Com a aceitação cada vez maior de que as escórias de siderurgia são compostas de ions, a descrição mais comumente aceita para o processo de desfosforação em meio oxidante é:



No caso da desfosforação em meio redutor, a reação aplicável é:

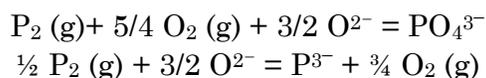


O processo de desfosforação em meio redutor vem se tornando importante na elaboração de aços inoxidáveis e de alto manganês, em que é necessário remover fósforo sem produzir condições que conduzam a oxidação destes elementos. Nos processos de refusão sob escória eletrocondutora (Electroslag Remelting, ESR) escórias Ca-CaF₂ tem sido avaliadas com este fim. A limitação do processo é principalmente ambiental devido a geração de PH₃ (tóxico) quando a escória é exposta a umidade.

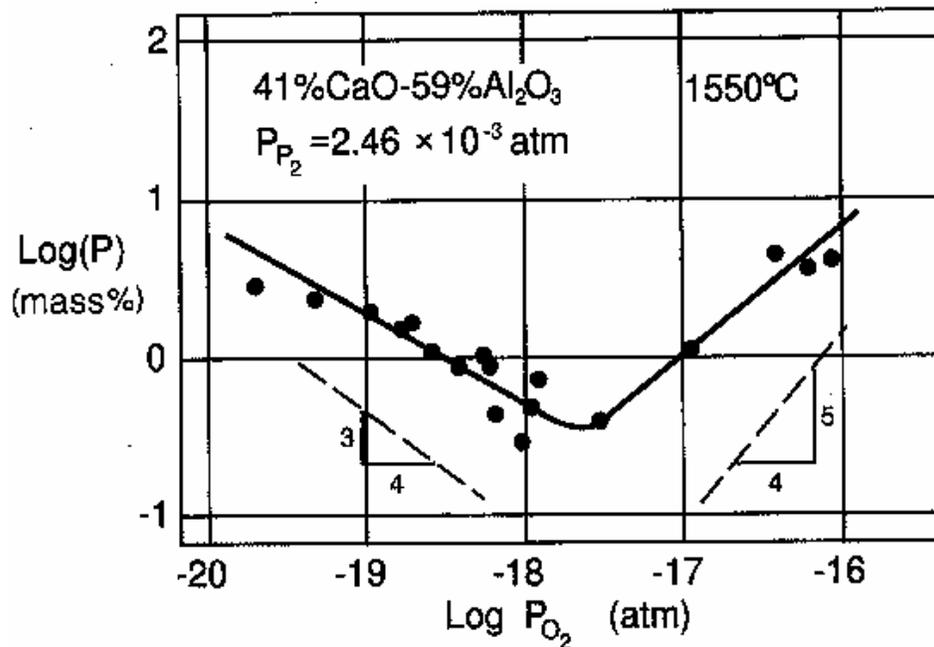
É evidente que o equilíbrio desta reação depende de características da escória (comportamento dos ion O²⁻ e PO₄³⁻ na escória) e do grau de oxidação do metal.

Estas mesmas equações podem ser expressas em função do equilíbrio escória-gás (ao invés de escória-metal). A vantagem deste procedimento é a facilidade relativa de controle da composição do gás.

Assim, as reações do fósforo podem ser expressas como:



A Figura abaixo mostra o efeito do potencial de oxigênio sobre o fósforo dissolvido em uma escória pré-definida. É evidente que não é possível caracterizar o comportamento da escória se não for fixada a pressão de oxigênio (ou o grau de oxidação do aço).

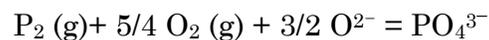


Teor de P em escória CaO-Al₂O₃ em função da pressão parcial de oxigênio.
 (Momakawa e Sano, 1982)

Capacidade de Fosfato

Para que seja possível expressar uma característica fixa da escória, é necessário isolar as propriedades que dependem da escória daquelas que dependem do gás e/ou do metal.

Assim, para a reação em meio oxidante:



A constante de equilíbrio é:

$$K = \frac{\gamma_{PO_4^{3-}} (\% PO_4^{3-})}{P_{P_2}^{1/2} P_{O_2}^{5/2} a_{O^{2-}}^{3/2}}$$

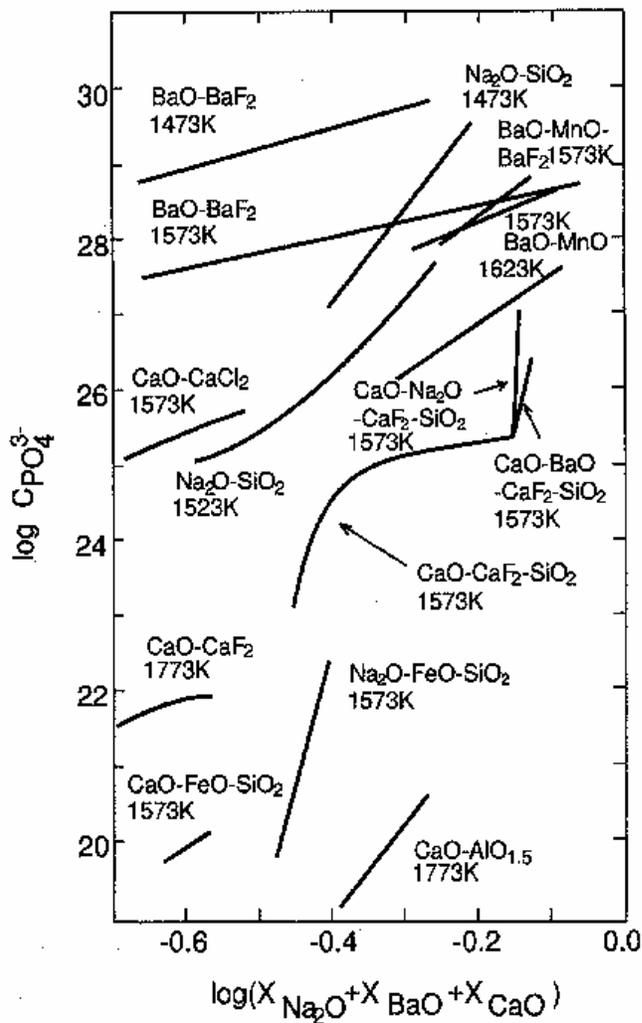
reordenando de modo a separar todos os termos que dependem da escória, apenas, pode-se definir a capacidade de fosfato da escória como:

$$C_{PO_4^{3-}} = \frac{(\% PO_4^{3-})}{P_{P_2}^{1/2} P_{O_2}^{5/2}} = \frac{K a_{O^{2-}}^{3/2}}{\gamma_{PO_4^{3-}}}$$

Assim, escórias com maior capacidade de fosfato terão, para o mesmo grau de oxidação do aço maiores valores para a relação:

$$R = \frac{(\% PO_4^{3-})}{P_{O_2}^{5/2}} = k_1 \frac{\% P_{esc'oria}}{\% P_{metal}}$$

A Figura abaixo mostra valores de capacidade de fosfato para diferentes escórias:



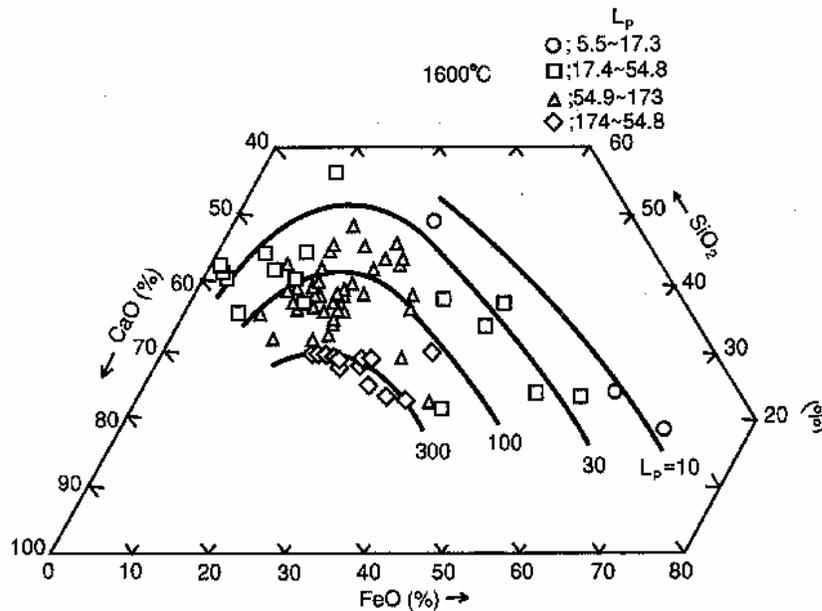
Capacidade de fosfato de diversas escórias (Tsukihashi e Sano 1994)

Razão de Distribuição de Fósforo

A razão entre o teor de fósforo na escória e o teor de fósforo no aço é freqüentemente empregada como uma medida da eficiência da desfosforação. Entretanto, como visto acima, esta razão somente pode ser comparada se o nível de oxidação do metal for o mesmo, o que nem sempre é

verdade quando se compara práticas de diferentes usinas ou mesmo várias corridas ao longo de uma campanha.

A Figura abaixo mostra a razão de distribuição para diversas corridas em conversor LD no fim do sopro. A elevada dispersão dos dados pode estar associada a variações no grau de oxidação final das corridas.



Razão de distribuição de fósforo (%P escória/%P aço) no fim do sopro em LD
(Kishitaka, 1977)

Fórmulas Empíricas

Diversos autores buscaram obter correlações empíricas ou semi-empíricas entre a razão de partição de fósforo e variáveis de processo relevantes para aciaria.

É evidente que qualquer relação empírica deve levar em conta:

- a) a temperatura, pois a estabilidade dos óxidos formados (fosfato) decresce com o aumento da temperatura (vide diagrama de Ellingham).
- b) Alguma medida da atividade de O^{2-} , seja algum índice de basicidade ou o teor de CaO.
- c) O grau de oxidação do aço, medido diretamente através do potencial de oxigênio dissolvido ou através do teor de FeO na escória, supondo que exista equilíbrio entre metal e escória (o que nem sempre é verdadeiro em conversor!)

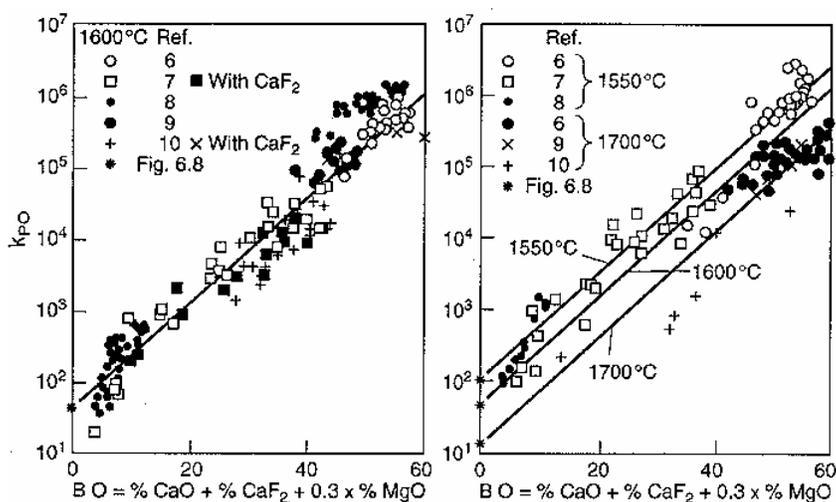
A fórmula mais conhecida é a de Healy, que propôs, para escórias no sistema CaO-FeO-SiO₂ com as quantidades “usuais” de MgO, MnO e Al₂O₃ encontradas em conversores, a seguinte relação:

$$\log \frac{(\%P_{escoria})}{\%P_{metal}} = \frac{22350}{T} - 16,0 + 2,5 \log \%Fe_i + 0,08 \times \%CaO \pm 0,4$$

Esta relação, em que pese o emprego de base termodinâmica e de teoria iônica de escórias, foi ajustada empiricamente por Healy. Para os resultados apresentados por este autor, a fórmula tende a superestimar a partição de escória. Se for empregada diretamente para a previsão do teor de CaO a empregar em conversor, um fator de ajuste que leve em conta este fato deve ser introduzido.

Turkdogan observou que a correlação entre a capacidade de fosfato e a basicidade é limitada. Entretanto, expressando uma capacidade de fosfato adaptada como:

$$k_{SO} = \frac{(\%P)_{escoria}}{\%P\%O^{2.5}}$$



foi observada uma boa correlação com o parâmetro $BO = \%CaO + \%CaF_2 + 0,3 \times \%MgO$, como mostra a figura acima. É interessante observar o efeito limitado do MgO na desfosforação quando comparado a CaO.

