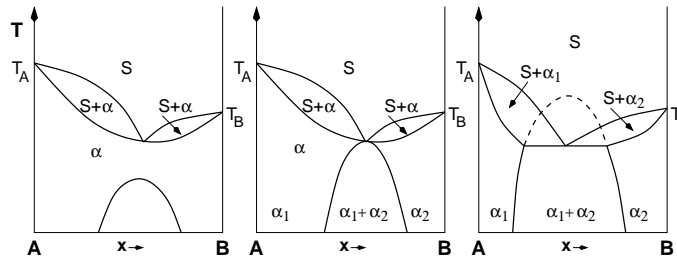


Mischungen bereits diskutiert wurde. In diesem Fall kommt es zur Bildung des **eutektischen Zustandsdiagramms**.

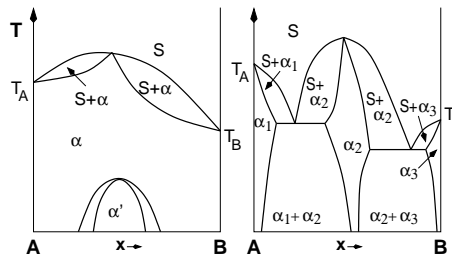


**Abbildung 1.15:** Entwicklung eines eutektischen Zustandsdiagramms für Systeme mit einem Minimum der Solidus- und Liquiduslinie für mittlere Konzentration, sowie steigendem Temperaturbereich der Mischungslücke im Festen und ihre Fortsetzung im Flüssigen.

Ein peritektisches System ist dadurch gekennzeichnet, daß eine feste Phase  $\alpha$  mit der Konzentration  $x_P$  bei der peritektischen Temperatur  $T_P$  unter Zersetzung schmilzt. Das kann durch die peritektische Reaktion  $S + \alpha_1 \rightarrow \alpha_2$  beschrieben werden. Die peritektische Temperatur liegt immer zwischen den Schmelztemperaturen der beiden reinen Komponenten. Peritektische Systeme entstehen gewöhnlich dann, wenn die Schmelztemperaturen der beiden Komponenten stark verschieden sind.

Ein eutektisches System ist dadurch gekennzeichnet, daß eine mehrkomponentige Schmelze mit der eutektischen Zusammensetzung  $x_E$  während der Erstarrung bei der eutektischen Temperatur  $T_E$  in ihre Komponenten zerfällt. Das kann durch die eutektische Reaktion  $S \rightarrow \alpha_1 + \alpha_2$  beschrieben werden.

Die dritte prinzipiell mögliche Form eines Zustandsdiagramms ist der Fall, da Solidus- und Liquiduslinie ein Maximum zeigen. In diesem Fall besteht die Tendenz zur Bildung einer intermetallischen Phase bei der Erstarrung der Schmelze.



**Abbildung 1.16:** Entwicklung eines Zustandsdiagramms mit intermetallischer Phase für Systeme mit einem Maximum der Solidus- und Liquiduslinie für mittlerer Konzentration, sowie steigendem Temperaturbereich der Mischungslücke im Festen und ihre Fortsetzung im Flüssigen.

Die entstehende intermetallische Phase kann in einem weiten Konzentrationsbereich vorliegen, oder scheinbar zu einer streng stöchiometrischen Zusammensetzung entarten. Aber schon an dieser Stelle sei darauf hingewiesen, daß es eine Randlöslichkeit gibt, die solche Phasen verbietet. Aufgrund thermodynamischer Überlegungen muß es immer eine Randlöslichkeit und damit für Phasen auch eine endliche Breite geben, auch wenn in realen Phasendiagrammen oft sogenannte Strichphasen eingezeichnet werden. In diesen Fällen ist die Breite der Phase so gering, daß sie entweder nicht gemessen, oder nur nicht dargestellt werden kann. Ein Teilchen kann nicht bei kleinen Konzentrationen neben einer imaginären Strichphase ein anderes chemisches Potential haben, als bei geringfügig größerer Konzentration (aus der anderen Seite der Strichphase). Der Übergang im chemischen Potential kann beliebig steil werden, aber er muß stetig sein. In Analogie kann eine Randphase nicht rein sein und es gibt immer eine, manchmal geringe, Randlöslichkeit.

Alle anderen möglichen Formen von Zustandsdiagrammen, die durchaus kompliziert aufgebaut sein können, lassen sich aus diesen Grundtypen herleiten. In Abhängigkeit von den Wechselwirkungen zwischen den Komponenten findet man für größere Wechselwirkung zwischen den gleichen Komponenten

im Vergleich zu zwei verschiedenen ( $W_{AB} < W_{AA} = W_{BB}$ ) die Bildung des eutektischen Zustandsdiagramms, während man für den anderen Fall ( $W_{AB} > W_{AA} = W_{BB}$ ) die Bildung intermetallischer Phasen beobachtet. Wenn dann noch die Wechselbeziehungen zwischen den Komponenten komplizierterer Natur sind ( $W_{AB} \neq W_{AA} \neq W_{BB}$ ) wird die Bildung peritektischer Zustände beobachtet (s. Abb. 1.17).

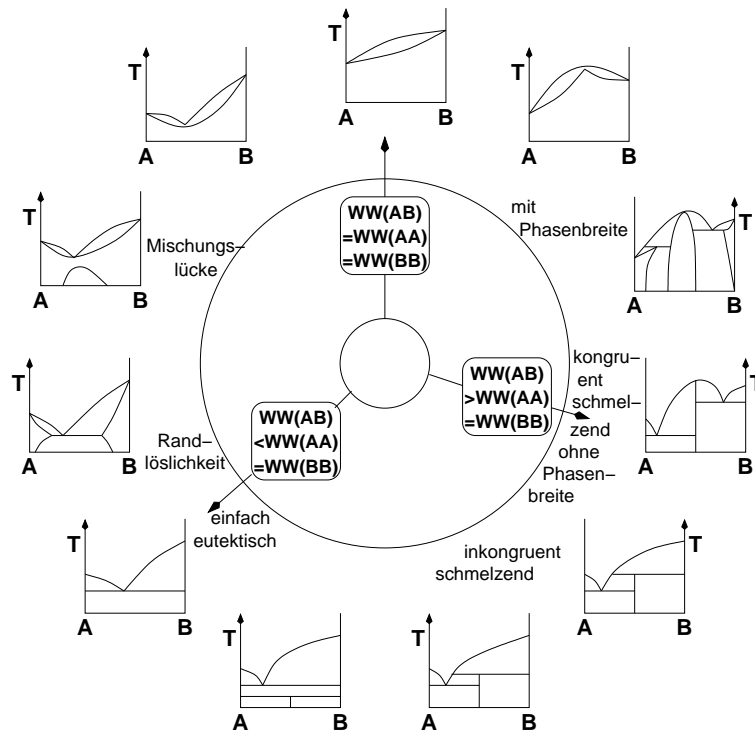


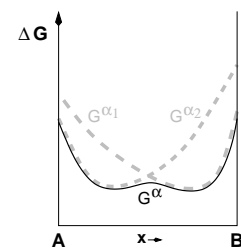
Abbildung 1.17: Zustandsdiagramme in Abhängigkeit der Wechselwirkungen zwischen den Komponenten.

**ZUM NACHDENKEN:**

- Warum kann es keine Bereiche geben, wie sie in Abb. 1.14 und 1.15 durch gestrichelte Linien gekennzeichnet sind?
- Wie würde dieser fehlerhafte Bereich für ein System mit intermetallischer Phase (Abb. 1.16) aussehen?

**1.5.1 Thermodynamik der Legierungen**

Die Zustandsdiagramme lassen sich prinzipiell thermodynamisch herleiten und deuten. Oft werden die einzelnen freie Enthalpie-Kurven der festen Phasen zur besseren Übersicht zu einer einzigen zusammengefasst.  $G^{\alpha_1}$ ,  $G^{\alpha_2}$  u. s. w., die für jede feste Phase in einem mehrkomponentigen System existieren (also nicht dem gleich als erstes behandelten vollmischbaren System), werden lediglich anhand ihrer gemeinsamen Minimalwerte beschrieben. Die festen Phasen werden von links nach rechts durchnummeriert.



### 1.5.2 Vollmischbare Systeme

Betrachtet man zunächst den Fall der vollständigen Löslichkeit. Bei sehr hohen Temperaturen ist  $G^S < G^\alpha$  für alle Konzentrationen (in Abb. 1.18 wurde  $G^S$  durch S und  $G^\alpha$  durch  $\alpha$  zur besseren Übersicht ersetzt) und das System liegt im gesamten Konzentrationsbereich flüssig vor ( $T_1$ ).

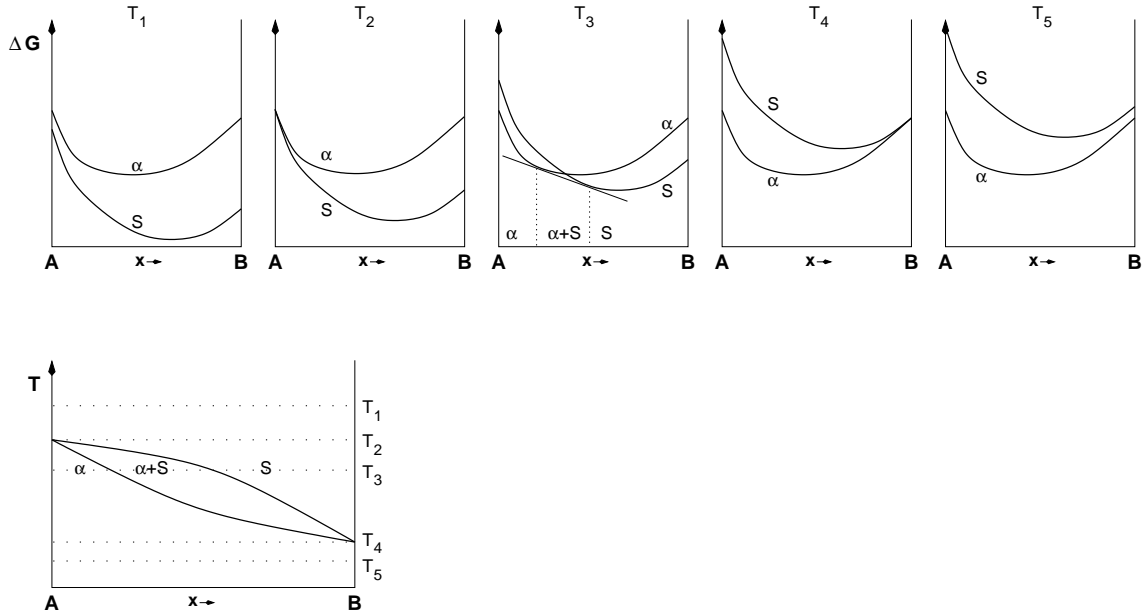


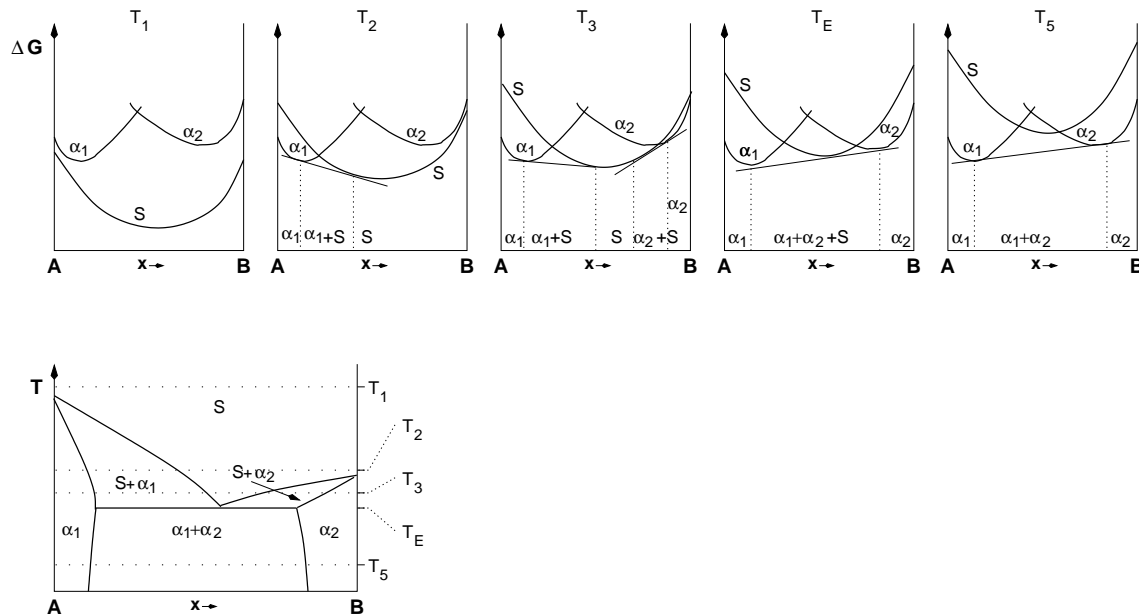
Abbildung 1.18: Entwicklung des vollständig mischbaren Zustandsdiagramms aus freie Enthalpie Kurven bei verschiedenen Temperaturen.

Mit abnehmender Temperatur ist irgendwann der Punkt erreicht, an dem beide freie Enthalpie-Kurven denselben Wert haben, also  $G^S = G^\alpha$ . Bei dem hier betrachteten Fall mit zigarrenförmigem Koexistenzbereich von Schmelze und fester Phase kann dies nur bei  $x = 0$  oder  $x = 1$  eintreten. In diesem Fall passiert dies bei  $x = 0$  und daraus folgt, daß die freie Enthalpie-Kurven am Schmelzpunkt der reinen Phase A denselben Wert aufweisen. Für diese Temperatur liegt alleine die feste Phase  $\alpha$  bei  $x = 0$  vor, während alle anderen Konzentrationen bei der Schmelztemperatur der Phase A,  $T_2$ , noch im flüssigen Zustand vorliegen. Bei weiterer Absenkung der Temperatur (z. B.  $T_3$ ) erhält man getrennte Konzentrationsbereiche, in denen entweder die Schmelze S oder die feste Phase  $\alpha$  die geringere freie Enthalpie haben. Hier befinden sich S und  $\alpha$  im thermodynamischen Gleichgewicht. Zwischen diesen Bereichen wird die kleinste freie Enthalpie durch ein Gemenge aus Schmelze und fester Phase ( $S + \alpha$ ) erreicht (vgl. Doppeltangentenregel). Die Konzentrationen, die durch die Tangente zwischen den  $G(x)$ -Kurven der S- und  $\alpha$ -Phase bestimmt werden legen den Solidus- und Liquiduspunkt bei der gegebenen Temperatur fest. Damit entspricht der Existenzbereich der auftretenden Phasen gemäß dem  $G(x)$ -Verlauf einem isothermen Schnitt durch das Zweiphasengebiet eines zigarrenförmigen  $T(x)$ -Zustandsdiagramms. Bei weiterer Absenkung der Temperatur verlagern sich die Berührungspunkte der Tangente, das heißt der Konzentrationsbereich des Zweiphasengebietes verschiebt sich, bis schließlich bei Erreichen der Schmelztemperatur der niedriger schmelzenden Komponente B ( $T_4$ ) die freie Enthalpie der Phase  $\alpha$  kleiner als die der Schmelze S für alle mittleren Konzentrationen  $0 \leq x < 1$  ist und für  $x = 1$  beide freien Enthalpien gleich sind  $G^S = G^\alpha$ . Unterhalb dieser Temperatur ist für alle Konzentrationen  $0 \leq x \leq 1$  die freie Enthalpie der festen Phase  $\alpha$  kleiner als die der flüssigen Phase S ( $G^\alpha < G^S$ ). Daraus folgt, daß unter dieser Temperatur ( $T_4$ ) alleine die feste Phase  $\alpha$  vorliegt; z. B.  $T_5$ . Durch konsequente Anwendung dieser Betrachtungen für möglichst viele Temperaturen kann das Zustandsdiagramm konstruiert werden.

Auf diese Weise - unter Betrachtung der freie Enthalpie-Kurven der beteiligten Komponenten - werden auch kompliziertere Zustandsdiagramme entwickelt. Kompliziertere Zustandsdiagramme treten dann auf, wenn es im festen Zustand eine Mischungslücke gibt.

### 1.5.3 Eutektische Systeme

Die freie Enthalpie der Schmelze  $S$  in Abhängigkeit von der Konzentration  $x$  hat einen nahezu parabolähnlichen Verlauf. Nun existieren zwei feste Phasen  $\alpha_1$  und  $\alpha_2$ , die entmischen. Wenn deren freie Enthalpie Kurven in ihren Minima und Existenzbereichen ähnliche Werte aufweisen, das heißt sie liegen



**Abbildung 1.19:** Entwicklung des eutektischen Zustandsdiagramms aus freie Enthalpie Kurven bei verschiedenen Temperaturen.

bei jeweils kleinerer und größerer Konzentration im Vergleich zum Minimum der freien Enthalpie Kurve der Schmelze, dann kommt es zur Bildung des eutektischen Zustandsdiagramms. Im weiteren Verlauf werden beide freie Enthalpie Kurven der festen Komponenten  $\alpha_1$  und  $\alpha_2$  zu einer zusammengefasst.

Solange die freie Enthalpie der Schmelze  $S$  kleiner als die der festen Phasen  $\alpha$  ist, liegt die Schmelze bei hohen Temperaturen (z. B.  $T_1$ ) vor. Sobald die Schmelztemperatur der höher schmelzenden Komponente unterschritten ist, kommt es zu getrennten Konzentrationsbereichen. Solange nur eine Tangente an beide  $G^S$  und  $G^\alpha$  Kurven gelegt werden kann, existieren wie im Fall der vollständigen Mischbarkeit drei Phasengebiete ( $T_2$ ). Sobald aber die  $G^\alpha$  Kurve an zwei unterschiedlichen Stellen unter der  $G^S$  Kurve liegt, kann eine weitere Tangente an beide Kurven gelegt werden und es kommen zwei neue Phasengebiete hinzu ( $T_3$ ). Damit existieren ausgehend von den beiden reinen Komponenten jeweils zwei Konzentrationsbereiche mit fester Phase ( $\alpha_1$  und  $\alpha_2$ ) und Koexistenzbereiche ( $S+\alpha_1$  und  $S+\alpha_2$ ) neben der Schmelze ( $S$ ). Bei weiter absinkenden Temperaturen werden diese Bereiche größer, bis irgendwann der in der Mitte schrumpfende Bereich der Schmelze  $S$  aufgezehrt ist. An dieser Temperatur ( $T_E$ ) sind beide Tangenten kollinear, das heißt, die Tangenten liegen an drei Punkte an (einmal an der  $G^S(x)$  und zweimal an der  $G^\alpha(x)$  Kurve). Unterhalb dieser Temperatur verschwindet die Schmelze aus dem Zustandsdiagramm, da die  $G^S(x)$  Kurve für alle Konzentrationen oberhalb der  $G^\alpha(x)$  Kurve oder der Tangente an ihren beiden Minima liegt. Die beiden Minima deuten schon auf die eingangs erwähnte Mischungslücke im Festen hin ( $T_5$ ).

Doch noch einmal zurück zu  $T_E$ : An dieser Temperatur schneidet die Tangente drei Punkte. An diesem Punkt wird letztmalig eine Tangente an die  $G^S(x)$  Kurve gelegt werden können, da für kleinere Temperaturen die freie Enthalpie der Schmelze stets größer als die der festen Phasen ist. Dies ist damit auch die niedrigste Temperatur des Systems, bei der noch Schmelze vorliegt, daher kommt auch der Name; Eutektikum heißt das Niedrigstschmelzende. Im Phasendiagramm gibt es bei dieser Temperatur eine horizontale Linie zwischen den Begrenzungslinien der Randphasen.

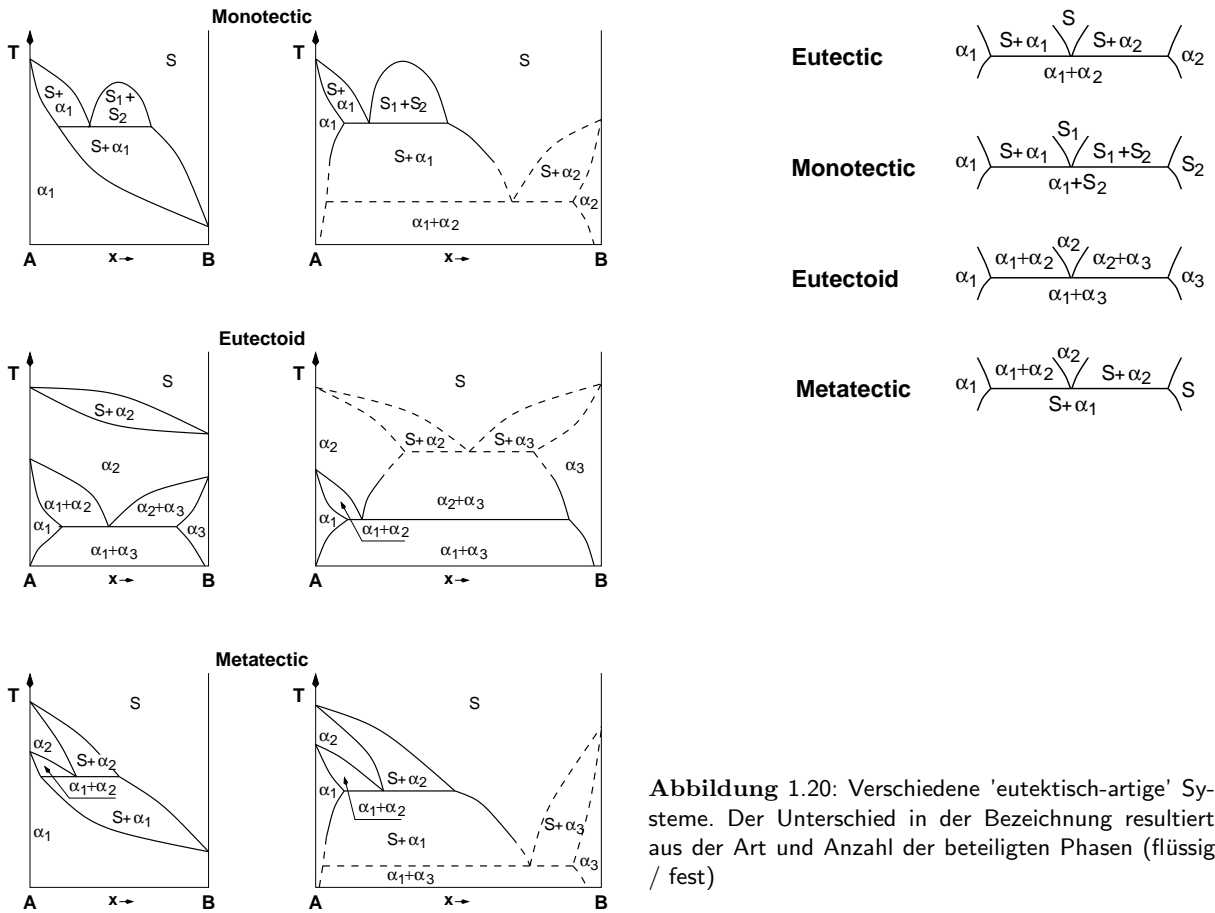


Abbildung 1.20: Verschiedene 'eutektisch-artige' Systeme. Der Unterschied in der Bezeichnung resultiert aus der Art und Anzahl der beteiligten Phasen (flüssig / fest)

An dieser Stelle sei noch auf die verschiedenen Erscheinungsformen 'eutektisch-artiger' Zustandsdiagramme verwiesen. Es wird anhand der beteiligten Phasen unterschieden:

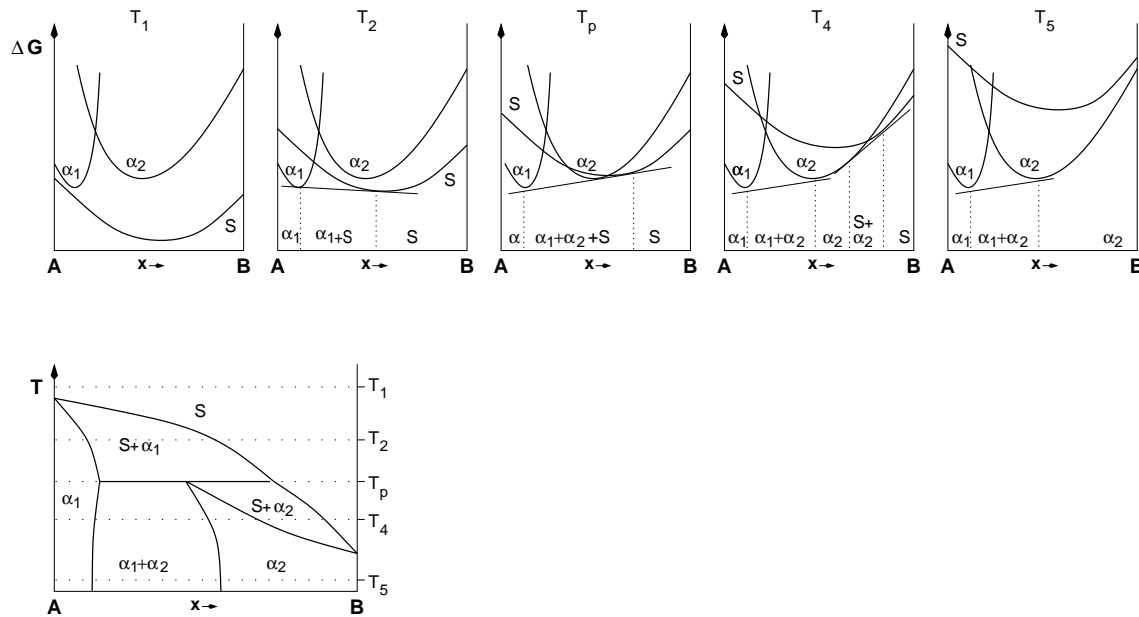
- ▷ **Monotektisch** ist gekennzeichnet durch zwei flüssige Phasen in Koexistenz.
- ▷ **Eutektoid** ist gekennzeichnet als Festphasenumwandlung.
- ▷ **Metatektisch** ist gekennzeichnet durch die Reaktion einer festen Phase zu einem Gemisch aus fester und flüssiger Phase.

**ZUM NACHDENKEN:**

- Wie sehen die freien Enthalpie-Kurven aus, die einem monotektischen Phasendiagramm zu Grunde liegen?

### 1.5.4 Peritektische Systeme

Die beiden freie Enthalpie-Kurven der festen Phasen können jedoch unterschiedlich sein, das heißt, sie haben deutlich unterschiedliche Existenzbereiche. Beide Minima der freien Enthalpie Kurve der festen Phasen liegen auf einer Seite in Bezug auf das Minimum der freien Enthalpie Kurve der Schmelze. Die Minima weisen darüberhinaus vergleichbare Werte der freien Enthalpie auf. In diesem Fall kommt es zur Bildung des peritektischen Phasendiagramms.



**Abbildung 1.21:** Entwicklung des peritektischen Zustandsdiagramms aus freie Enthalpie Kurven bei verschiedenen Temperaturen.

Auch hier gilt: solange die  $G^S$  Kurve für alle Konzentrationen den geringsten Wert aufweist, liegt alleine die Schmelze im thermodynamischen Gleichgewicht vor. Bei weiter absinkender Temperatur bricht zunächst ein Minimum der freien Enthalpie Kurve der festen Phase nach unten durch. Damit werden, wie zuvor besprochen (vgl. 1.5.2 und 1.5.3) drei Konzentrationsbereiche geschaffen, in denen  $\alpha$ , S und das Gemenge aus beiden Phasen vorliegen ( $T_2$ ). Für weiter sinkende Temperaturen liegt die Tangente an der  $G^S(x)$  Kurve und am Minimum der  $G^{\alpha_1}(x)$ -Kurve an (z. B.  $T_2$ ), bis der Fall eintritt ( $T_P$ ), daß beide Minima der  $G^\alpha(x)$ -Kurve, also die Minima beider festen Phasen und das Minimum der freien Enthalpie Kurve der Schmelze, an einer gemeinsamen Tangente anliegen. An dieser Temperatur liegt zum ersten Mal die zweite feste Phase im Gleichgewicht vor, man bezeichnet diese Temperatur als peritektische Temperatur. Für fortan kleiner werdende Temperaturen wird der Konzentrationsbereich der Schmelze immer kleiner und der Bereich der zweiten festen Phase  $\alpha_2$  größer ( $T_4$ ). An dieser Temperatur kann an die  $G^S(x)$  und an das Minimum der  $G^{\alpha_2}(x)$ -Kurve eine gemeinsame Tangente gelegt werden. Eine zweite Tangente liegt zwischen den Minima der freien Enthalpie Kurve der festen Phasen. Während letztere für kleiner werdende Temperaturen erhalten bleibt, verschiebt sich die erste immer mehr in Richtung der Randphase, wobei der Konzentrationsbereich, den sie überspannt, immer kleiner wird. Unterhalb des Schmelzpunktes der zweiten Komponente, wo beide freie Enthalpie-Kurven den selben Wert zeigen,  $G^\alpha = G^S$ , existiert keine Schmelze mehr.

### 1.5.5 Intermetallische Phasen

Für den Fall, daß die freie Enthalpie-Kurven der beiden festen Phasen stark unterschiedliche Minima aufweisen, und beide auf einer Seite in Bezug auf das Minimum der freien Enthalpie Kurve der Schmelze liegen, oder gar drei feste Phasen vorliegen, es also zwei Mischungslücken im Festen gibt, kommt es zu der Bildung intermetallischer Phasen.

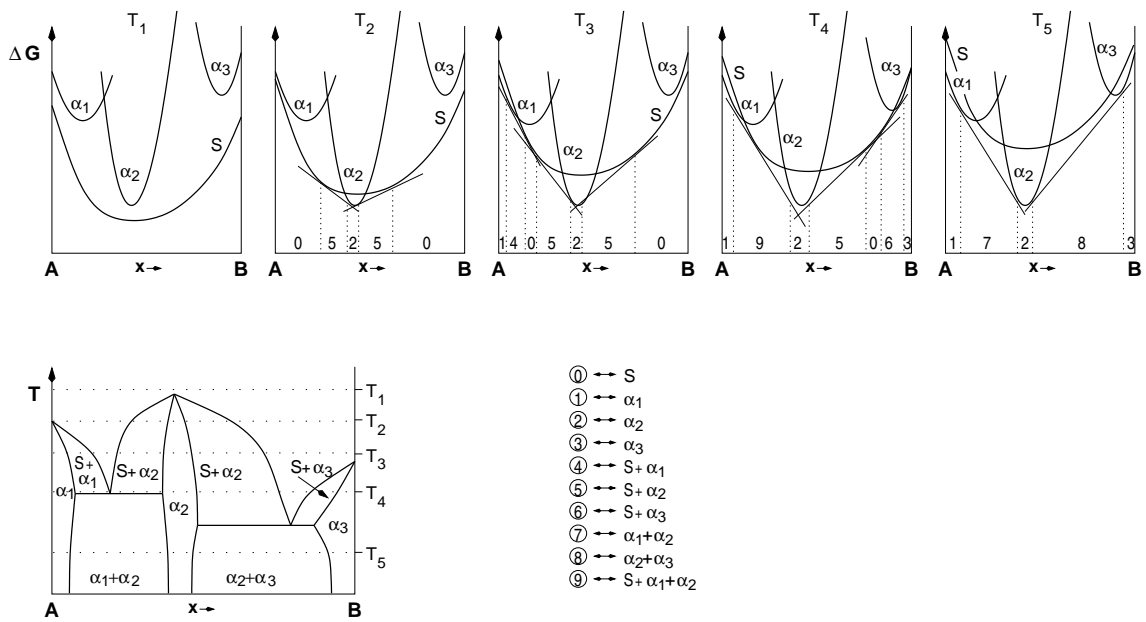


Abbildung 1.22: Entwicklung eines Zustandsdiagramms mit intermetallischer Phase aus freie Enthalpie Kurven bei verschiedenen Temperaturen. In diesem Fall besteht das Zustandsdiagramm aus zwei Eutektika.

Nacheinander nehmen die Minima der  $G^{\alpha_i}$  Kurven kleinere Werte an, als sie die  $G^S$ -Kurve aufweist. In diesem Fall treten immer für den Fall, daß für ein Minimum  $G^S = G^\alpha$  gilt, die Phasen in reiner Form das erste Mal auf und für kleiner werdende Temperaturen kommt der Koexistenzbereich mit der Schmelze hinzu. Bemerkenswert ist, daß dieser Koexistenzbereich auf beiden Seiten des Minimums existiert, da auf beide Seiten eine gemeinsame Doppeltangente an die Kurven gezeichnet werden kann. (z. B.  $T_2$  für  $\alpha_2$ ). Diese Bereiche existieren, bis ein weiteres Minima durch die  $G^S$ -Kurve stößt. Bemerkenswert ist, daß dieser Koexistenzbereich auf beiden Seiten des Minimums existiert, da auf beide Seiten eine gemeinsame

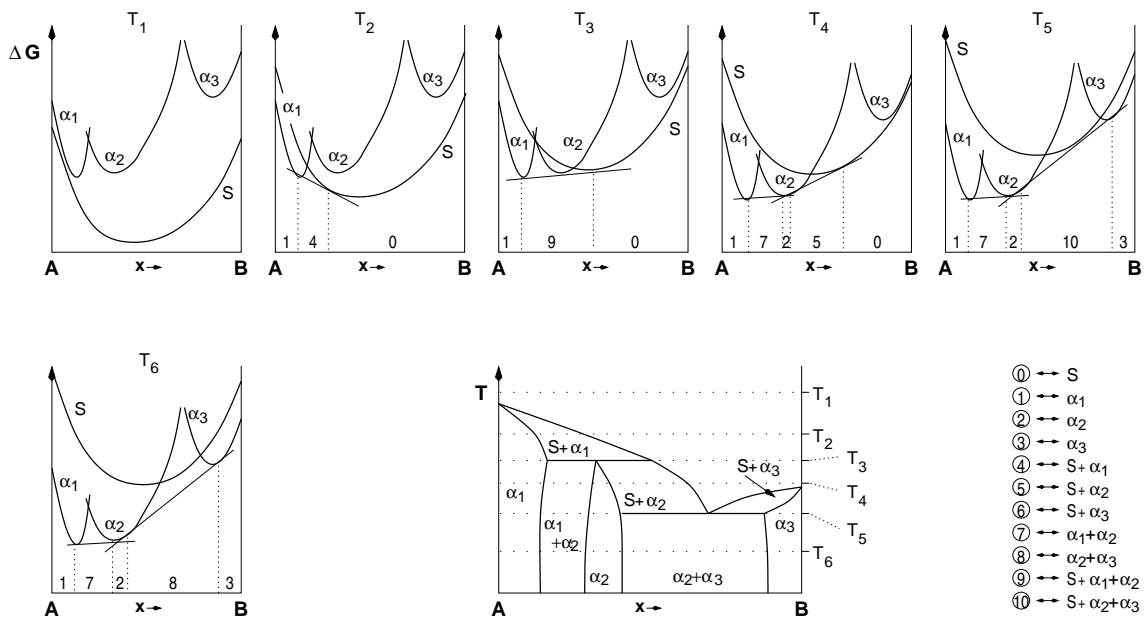


Abbildung 1.23: Entwicklung eines Zustandsdiagramms mit intermetallischen Phasen aus freie Enthalpie Kurven bei verschiedenen Temperaturen. In diesem Fall besteht das Zustandsdiagramm aus einem Eutektikum und einem Peritektikum.

Doppeltangente an die Kurven gezeichnet werden kann. (z. B.  $T_2$  für  $\alpha_2$ ). Diese Bereiche existieren, bis ein weiteres Minimum durch die  $G^S$ -Kurve stößt. Für weiterhin kleinere Temperaturen tritt dann der Fall ein, daß zwei Doppeltangenten irgendwann kollinear liegen ( $T_4$  für  $S + \alpha_1 + \alpha_2$ ). Der Ablauf ist dann analog zu dem bisher Betrachteten für eutektische Systeme, mit der Besonderheit, daß in diesem Zustandsdiagramm zwei Eutektika auftreten.

Je nach Lage der Minima zueinander erhält man intermetallische Phasen, die entweder direkt aus der Schmelze oder peritektisch erstarren. Im Fall der peritektischen Erstarrung einer intermetallischen Phase liegen zwei Minima der drei freie Enthalpie-Kurven der festen Phasen auf einer Seite des Minimums der  $G^S$ -Kurve. Die dritte feste Phase hat ihr Minimum auf der gegenüberliegenden Seite. Diese Konstellation führt zu der peritektischen Bildung der Phase  $\alpha_2$  (s. Abb. 1.23).

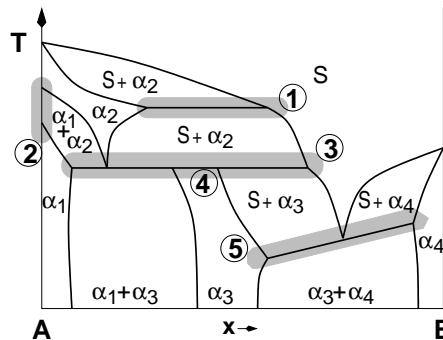
Genauso, wie bei der einfachen peritektischen Phasenbildung wird die intermetallische Phase gebildet, wenn eine Tangente gemeinsam an die beiden Minima der festen Phasen  $\alpha_1$  und  $\alpha_2$  sowie an das daneben liegende Minimum der Schmelze gelegt werden kann ( $T_3$ ). Bei weiter sinkender Temperatur wird irgendwann auch die letzte feste Phase  $\alpha_3$  stabil ( $T_4$ ) und es kommt zur Bildung des zwischen Schmelze und Phase  $\alpha_3$  liegenden Koexistenzbereichs. In dem Moment, wo eine Tangente an die Minima  $\alpha_2$  und  $\alpha_3$  gelegt werden kann erstarrt die Restschmelze eutektisch ( $T_5$ ). Bei noch tieferen Temperaturen liegen nur noch feste Phasen  $\alpha_1$ ,  $\alpha_2$  und  $\alpha_3$  sowie die dazwischen liegenden Phasengemische vor.

### ZUM NACHDENKEN:

- Wie verhalten sich die  $G^\alpha$ - und  $G^S$ -Kurven in Abhängigkeit von der Temperatur?
- Warum können die  $G^\alpha$ -Kurven der festen Phasen zu einer zusammengefasst werden?

### 1.5.6 Konstruktionsfehler von Phasendiagrammen

Bei der Konstruktion von Phasendiagrammen schleichen sich immer wieder Fehler ein, nicht alle veröffentlichten Phasendiagramme sind in allen Punkten korrekt.

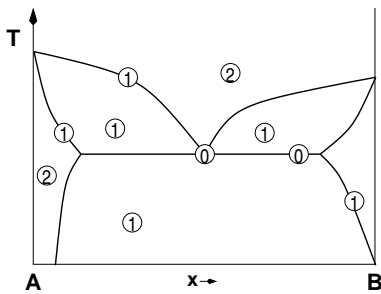


**Abbildung 1.24:** Beispiel für ein fehlerhaftes Phasendiagramm. Grau unterlegt sind die fehlerhaften Bereiche (siehe Text).

In dem in Abbildung 1.24 sind einige Fehler enthalten, die im Folgenden erläutert werden sollen:

Fehler ① Die Phasengrenze zeigt an, daß hier nur zwei Phasen miteinander im Gleichgewicht stehen ( $\alpha_2$  und S). Auf einer Linie im Phasendiagramm gilt ( $F = n - P + 2$ , für  $p = \text{konstant}$ :  $F = n - P + 1$ )  $n = 2$ ;  $P = 2 \rightarrow F = 2 - 2 + 1 = 1$ .  $F = 1$  bedeutet, daß ein Freiheitsgrad beliebig ist und der andere durch das Phasendiagramm vorgegeben ist. Also wenn  $x$  fest liegt, ist  $T$  frei wählbar und umgekehrt. Es gibt demnach einen Freiheitsgrad, da zwei Phasen bei einer ganzen Reihe von frei einstellbaren Temperaturen miteinander im Gleichgewicht stehen. Dies ist aber ein Widerspruch zu der horizontalen Linie ( $F = 0$ ). Abgesehen davon macht es wenig Sinn, zwischen  $S + \alpha_2$  und  $S + \alpha_2$  eine Phasengrenze einzuzeichnen.





Einschub:

Im einphasigen Gebiet gilt:  $n = 2$ ;  $P = 1 \rightarrow F = 2$ . Hier sind  $T$  und  $x$  frei wählbar. Auf einer Grenzlinie zwischen zwei einphasigen Gebieten gilt:  $n = 2$ ;  $2 \rightarrow F = 1$ . Eine Zustandsvariable ist frei wählbar, die andere fest durch das Zustandsdiagramm vorgegeben. An besonderen Punkten, wie z. B. dem Eutektikum gilt:  $n = 2$ ;  $P = 3 \rightarrow F = 0$ . Hier sind alle Zustandsvariablen durch das Zustandsdiagramm fest vorgegeben. Im nebenstehenden Bild ist die Phasenregel für verschiedene Punkte nachgerechnet.

- Fehler ② Die zwei-Phasen-Region existiert bis zur reinen Komponente  $\alpha$ , dort darf aber keine Mischphase in einem Temperaturintervall vorliegen, da dies wieder die Phasenregel verletzt.  $F = n - P + 1$  mit  $n = 2$ ;  $P = 1 \rightarrow F = 2$ . An dieser Stelle ist die Konzentration  $x$  fest vorgegeben und in einem solchen System muß ein Phasenübergang bei einer festen Temperatur stattfinden ( $F = 1$ ).
- Fehler ③ Vier Phasen ( $\alpha_1, \alpha_2, \alpha_3$  und  $\alpha_4$  können nicht im Gleichgewicht stehen da dies die Phasenregel verletzt.  $F = n - P + 1 = 2 - 4 - 1 = -1$
- Fehler ④ Eine Phase, die mit weiteren im Gleichgewicht steht kann bei einer Temperatur nur eine Zusammensetzung haben (siehe Fehler 2).
- Fehler ⑤ Die schräge Linie verletzt die Phasenregel, da drei Phasen nur dann miteinander im Gleichgewicht stehen können, wenn die Temperatur festgehalten wird.  $F = n - P + 1 = 2 - 3 - 1 = 0$ ; bei einer schrägen Linie wäre  $F = 1$  gefordert.

In Abbildung 1.25 ist eine Möglichkeit gegeben, wie die Fehler des fehlerhaften Phasendiagramms aus Abbildung 1.24 aus thermodynamischer Sicht eliminiert werden können. Wie Phasendiagramme in der Realität aussehen legt das Experiment fest, hier wird nur auf der Grundlage des falschen Diagramms ein fiktives Diagramm dargestellt, welches die gleichen Strukturen aufweist, wie das Zugrundegelegte.

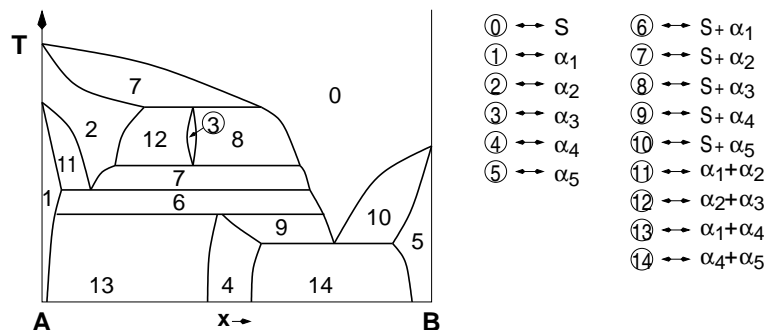


Abbildung 1.25: Korrekturvorschlag des fehlerhaften Phasendiagramms aus Abb. 1.24.

Neben der Phasenregel gibt es noch weitere Regeln, die bei der Konstruktion von Phasendiagrammen zu beachten sind. Hier sind sämtliche Konstruktionsregeln zusammengefaßt:

- ▷ **Phasenregel:**  $F = n - P + 2$
- ▷ **Grenzregel:** Jedes Phasengebiet kann nur an andere Gebiete stoßen, in denen sich die Anzahl der im thermodynamischen Gleichgewicht stehenden Phasen maximal um  $\pm 1$  ändert. (Für jeden weiteren Freiheitsgrad - z. B. wenn das Phasendiagramm von  $T, p, x$  und ... abhängt darf bei Phasengrenzen eine weitere Phase mit 'ausgetauscht' werden)
- ▷ **Krümmungsregel:** Die Verlängerung der Phasengrenzlinien von einphasigen Regionen müssen so liegen, daß sie ihre logische Verlängerung in den dazugehörigen Zweiphasengebieten haben.
- ▷ **Löslichkeitsregel:** Alle Komponenten sind zu einem gewissen Teil in den anderen lösbar - auch wenn die Löslichkeit sehr klein sein mag (es gibt keine Strichphasen!).

