

Vraag	Antwoord
Het maximale rendement van een spontaan verlopend endotherm proces met Gibbs energieverandering ΔG en enthalpieverandering ΔH is:	1
De uitspraak “de entropie van het heelal neemt constant toe” is: Answer	waar omdat elk proces entropie produceert.
De uitdrukking van Boltzmann voor de entropie, $S = k \ln W$, betekent dat entropie gerelateerd is aan:	de verdeling van energie in een systeem.
De relatie van <i>Gibbs-Helmholtz</i> en de ongelijkheid van <i>Clausius</i> zijn:	gelijk voor reversibele processen.
De minimale grootte van de verloren arbeid van een endotherm proces met Gibbs energieverandering ΔG en enthalpieverandering ΔH is:	0
In de uitdrukking $dH = (1 - \alpha T) \cdot V dp + c P dT + \sum_j \Delta_f H_j \cdot dn_j$ is $\alpha T = (1/V) \cdot dV/dT$ de thermische uitzettingscoëfficiënt. Voor gassen – ver van het condensatiepunt – is daardoor de drukafhankelijkheid van de enthalpie:	klein in vergelijking met een vloeistof.
Voorbeelden van niet-expansie arbeid zijn:	spiercontractie, elektrische ontsteking van vuurwerk en chemiluminescentie.
De Eerste Hoofdwet van de Thermodynamica houdt in dat wanneer zowel niet-expansie-arbeid als warmte met een systeem wordt uitgewisseld de enthalpie van het systeem niet verandert zolang	de aan het systeem toegevoegde arbeid volledig wordt omgezet in warmte.
De uitspraak “de enthalpie $H(p, T, \{n_j\})$ is een toestandsfunctie” houdt in, dat er geen enthalpieverschil is tussen twee toestanden van een systeem bij gelijkblijvende:	druk, chemische samenstelling en temperatuur.
In de uitdrukking $dH = (1 - \alpha T) \cdot V dp + c P dT + \sum_j \Delta_f H_j \cdot dn_j$ is $\alpha T = (1/V) \cdot dV/dT$ de thermische uitzettingscoëfficiënt. Voor vloeistoffen en vaste stoffen is daardoor de drukafhankelijkheid van de enthalpie:	afhankelijk van het molair volume.
De uitdrukking $dH = c_P dT + (1 - \alpha T) V dp + \sum_j \Delta_f H_j \theta dn_j$ houdt in dat voor het enthalpieverschil tussen twee toestanden A en B van een vloeistof waarbij alleen de temperatuur verschilt geldt:	$H_B \approx H_A + c_p (T_B - T_A)$
De Gibbs energie is een toestandsfunctie die niet van waarde verandert bij constante	druk, temperatuur en samenstelling.
Voor een mengsel van twee componenten met molfracties x_A en x_B geldt voor de molaire Gibbs vormingsenergie:	$G_m \approx x_A \cdot \mu_A^\theta + x_B \cdot \mu_B^\theta + RT (x_A \ln x_A + x_B \ln x_B)$
De uitdrukking $dG = V dp - S dT + \sum_j \mu_j dn_j$ houdt in dat voor het Gibbs energieverval tussen twee toestanden A en B van een vloeistof waarbij alleen de temperatuur verschilt geldt:	$G_B \approx G_A - S(T_B - T_A)$
De arbeid W die een proces, dat verloopt van	$ W \leq \Delta G $

toestand A naar toestand B, kan leveren is gegeven door het verschil $\Delta G = G_B - G_A$ als	
Een proces kan spontaan verlopen van een toestand A naar een toestand B als voor de Gibbs energie geldt	$G_A > G_B$
De uitdrukking $dG = Vdp - SdT + \sum_j \mu_j dn_j$ houdt in dat voor het Gibbs energieverval tussen twee toestanden A en B van een vloeistof waarbij alleen de samenstelling verschilt geldt	$G_B \approx G_A + \sum_j \mu_j (n_{j,B} - n_{j,A})$
De uitdrukking $dG = Vdp - SdT + \sum_j \mu_j dn_j$ houdt in dat voor het Gibbs energieverval tussen twee toestanden A en B van een vloeistof waarbij alleen de druk verschilt geldt:	$G_B \approx G_A + V(p_B - p_A)$
Bij de Boyle-temperatuur	gedraagt een willekeurig gas zich als een ideaal gas.
Alle gassen gedragen zich als een ideaal gas in de limiet van	groot molair volume.
De viriaalexpanctie (hieronder gegeven) kan gezien worden als een correctie op de ideale gaswet. De grootte van de correctie door de eerste term B_2/V_m voor lucht bij kamertemperatuur en omgevingsdruk is ongeveer:	$< 0.1\%$.
De thermodynamische temperatuur kan gemeten worden met een gasthermometer mits	het gas niet condenseert.
Het molair volume van lucht bij kamertemperatuur en omgevingsdruk kan, bij benadering, berekend worden als:	$RT/p \approx 25 \text{ dm}^3/\text{mol}$
De reactie Gibbs energie geeft:	de verandering van de Gibbs energie met de reactievoortgang
De formule voor de molaire reactie Gibbs energie is $\Delta_r G = \sum_j \nu_j \mu_j$ waarin:	ν_j de stoichiometrische coëfficiënt en μ_j de chemische potentiaal van component j .
In evenwicht is de molaire reactie Gibbs energie $\Delta_r G$ gelijk aan:	0 J/mol.
De evenwichtsconstante van een chemische reactie is gelijk aan:	$\exp \{-\Delta_r G^\ominus / (RT)\}$.
De dimensie van de evenwichtsconstante van een chemische reactie:	is er niet (dimensieloos).
Drukafhankelijkheid van de evenwichtsconstante van een chemische reactie:	is niet aanwezig.
Voor verdunde oplossingen is de chemische evenwichtsconstante gegeven door:	het product van de molfracties verheven tot de stoichiometrische coëfficiënt
Uit de temperatuurafhankelijkheid van de chemische evenwichtsconstante herleidt men:	de reactie-enthalpie.
De oplosbaarheidslijn(en) in een Tx-diagram geeft:	de maximale oplosbaarheid als functie van de temperatuur.
Bij een congruent smeltpunt:	ontstaat een vaste verbinding met dezelfde samenstelling als de smelt.
Volgens Trouton's regel is:	de standaard verdampingsentropie voor een willekeurige stof ongeveer 85 J/(K mol).

Een coëxistentiegebied is:	de verzameling evenwichtstoestanden waarbij twee fasen naast elkaar in evenwicht kunnen bestaan.
Een fasengrens is:	de verzameling evenwichtstoestanden waarbij de twee naastliggende fasen dezelfde Gibbs energie hebben.
De wet van Raoult geeft voor een vloeistof-dampevenwicht:	de partiële druk van een component in de dampfase in termen van zijn dampspanning en de molfractie in de vloeistoffase.
Voorbeelden van fasepunten zijn:	kritisch punt, tripelpunt en eutectisch punt.
De kooklijn ligt ten opzichte van de damplijn:	lager in een T_x -diagram en hoger in een p_x diagram.
De Wet van de Corresponderende Toestanden zegt dat:	de fasendiagrammen van vloeistof-dampsystemen identiek zijn mits zij worden geschaald met de kritische temperatuur, druk en molair volume.
Met de Clausius-Clapeyronvergelijking berekent men:	de dampspanning bij een andere temperatuur dan de standaard temperatuur.
Volgens de wet van Dalton:	draagt elke gascomponent bij aan de totaaldruk evenredig met de molfractie van die component.
Uit een vloeistof-vloeistof fasendiagram kan men:	de maximale oplosbaarheid van de ene vloeistof in de andere bij een bepaalde temperatuur vinden.
Een fasendiagram is een:	diagram waaruit voor elke evenwichtstoestand, bepaald door toestandsvariabelen zoals druk en temperatuur, de voorkeursfase is af te lezen.
In de Van der Waalsvergelijking (hieronder) staan de coëfficiënten a , b en V_m voor:	de attractie en uitgesloten volume van de gasmoleculen en het molair volume van het gas.
Bij een eutectisch punt in een vast-vloeistof diagram:	zijn vloeistof en vaste stof in evenwicht bij dezelfde compositie.
Met de Clapeyron vergelijking kan met de helling van de fasenlijn:	de aard van de molaire volumeverandering bepaald worden.
De hefboomregel toegepast in een tweefasengebied geeft:	de verhouding van de hoeveelheden materiaal in de coëxisterende fasen.
In een ideaal mengsel van twee componenten A en B is de mengentropie gegeven door $\Delta_{mix}S = -nR(x_A \ln x_A + x_B \ln x_B)$ De grootste waarde van de mengentropie treedt op als één van de molfracties gelijk is aan:	0.5
Van 't Hoff's wet voor de osmotische druk geldt voor:	verdunde oplossingen.
Kookpuntsverhoging is evenredig met	De molfractie opgeloste stof.
Vriespuntsverlaging is evenredig met	de molfractie opgeloste stof.
Een verdunde oplossing is in vergelijking tot het zuivere oplosmiddel:	het vriespunt lager en het kookpunt hoger.
In een verdunde oplossing is:	de molaire Gibbs energie van het oplosmiddel lager dan die van de zuivere vloeistof.
Voor ideale menging is de enthalpieverandering:	0
Een mengsel is regulier als:	de mengentropie die is van een ideaal mengsel.
Voor ideale menging is de Gibbs energieverandering:	negatief, dus mengen verloopt spontaan.
Scheiding van mengsels is niet mogelijk als:	zij ideaal zijn.

De activiteitscoëfficiënten van ionen variëren exponentieel met de wortel uit:	de ionsterkte.
De Henderson-Hasselbalch vergelijking beschrijft:	de potentiometrische titratiecurve van een zuur of base.
De activiteit van een component in een oplossing heeft:	geen dimensie.
De fugaciteit van een gas wordt bij lagere druk gelijk aan:	de partiële druk van het gas.
De Debye afschermingslengte is klein bij:	bij hoge concentraties zout.
De ionsterkte van een oplossing van een 1-1 zout is gelijk aan:	de molaliteit van het zout.
Door de electroneutraliteit van elektrolyten is het onmogelijk:	de activiteitscoëfficiënten van de ionen afzonderlijk te bepalen.
Voor een gesloten en geïsoleerd systeem is de inwendige energie	constant.
De entropie van een gesloten en geïsoleerd systeem	streeft naar een maximum.
Met Legendre transformaties kan men	van toestandsfunctie veranderen.
De natuurlijke variabelen van de inwendige energie zijn	entropie, volume en deeltjesaantallen.
Met behulp van Euler's theorema kan	een differentiaalvorm over de extensieve variabelen geïntegreerd worden.
De Gibbs-Duhem relatie voor de chemische potentiaal luidt	$\sum_k \mu_k dn_k = 0$ bij constante druk en temperatuur.
De fasenregel van Gibbs geeft	het aantal vrijheidsgraden bij gegeven aantal componenten en fasen.
Maxwell relaties geven verbanden tussen	thermodynamische variabelen van een toestandsfunctie.
De uitspraak De entropieproductie binnen een levende cel kan negatief zijn	kan waar zijn; in dat geval is de entropie-uitwisseling met de omgeving groter dan de intern gegenereerde entropie.
De inwendige entropieproductie van een systeem	is de som van producten van thermodynamische stromen en krachten en is nooit negatief.
Het theorema van Gouy en Stodola legt een verband tussen	verloren arbeid en de inwendige entropieproductie van het systeem.
Het Carnot -rendement van een warmtemachine waarvan de warmtestroom van reservoir A naar reservoir B loopt is gegeven door	$\eta \leq 1 - T_B/T_A$
Een stationair verlopend proces dat heel dicht bij evenwicht wordt bedreven streeft naar	minimale entropieproductie.
De massabehoudswet voor een stationair doorstroombproces houdt in dat	de inkomende massastroom gelijk is aan de uitgaande massastroom.
De energiebalansvergelijking voor een stationair stromingsproces houdt in dat veranderingen in de lokale energiedichtheid	niet optreden bij een stationair proces.