

<p><b>gázállapot, gőzállapot</b> <b>gas and vapour</b></p>	<p>A légnemű halmazállapotú anyagra az a jellemző, hogy nincs saját alakja, a rendelkezésre álló teret teljesen kitölti, és (mert) részecskéi között kicsi a kölcsönhatás. A légnemű anyagot az ún. kritikus hőmérséklete fölött gáznak, alatta pedig gőznek nevezzük. Ha egy gőzt izotermikusan összenyomunk, akkor az cseppfolyósodik, folyadékká válik.</p>
<p><b>nyomás, standard nyomás, parciális nyomás</b> <b>pressure, standard pressure, partial pressure</b></p>	<p>A nyomás (<math>p</math>) az egységnyi felületre egyenletesen ható nyomóerő: <math>p = F/A</math>, ahol <math>F</math> a nyomóerő (N), <math>A</math> pedig a nyomott felület (<math>m^2</math>). A légköri nyomás mérése barométerrel, egy gáztér nyomásának mérése manométerrel történik. A nyomás szabványos SI-mértékegysége a pascal (<math>1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2</math>).</p> <p>Egyéb használatos, vagy történetileg jelentős mértékegységek:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• higanymilliméter (<math>mmHg</math>, régiesen <math>Hgmm</math>): az 1 mm magas higanyoszlop hidrosztatikai nyomása <math>0^\circ\text{C}</math>-on (ekkor a higany szabványos sűrűsége <math>13\,595,1 \text{ kg/m}^3</math>) és <math>g_n = 9,80665 \text{ m/s}^2</math> standard nehézségi gyorsulást feltételezve (ez a nehézségi gyorsulás értéke a Földön a <math>45^\circ</math> földrajzi szélességen és tengerszinten).</li> <li>• atmoszféra (<math>atm</math>): az úgynevezett <i>ideális</i> légkörben közepes tengerszinten mért légnyomás értéke, <math>1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}</math>.</li> <li>• torr (<math>Torr</math>): a standard atmoszféra pontosan <math>1/760</math>-ad része, <math>1 \text{ Torr} \approx 1 \text{ mmHg}</math>.</li> <li>• font per négyzethüvelyk (<math>psi</math>): az angolszász nyelvterületeken használt mértékegység, amelyben az erő egysége a font, a hosszúságé pedig az inch (hüvelyk). A mértékegység jele a <i>pound per square inch</i> kifejezésre utal (<math>1 \text{ atm} = 14,696 \text{ psi}</math>).</li> <li>• bár (<math>bar</math>): <math>1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = p^\ominus</math> (a standard nyomás)</li> </ul> <p>A parciális nyomás (<math>p_j</math>) egy adott komponens (<math>j</math>) nyomása gázok elegyében. A parciális nyomás az a nyomás, amelyet a vizsgált komponens fejtene ki akkor, ha azonos körülmények között egyedül töltene ki a rendelkezésre álló teret.</p>
<p><b>hőmérséklet, termodinamika nulladik főtétele</b> <b>temperature, Zeroth Law of thermodynamics</b></p>	<p>A hőmérséklet a termodinamika egyik alapszempontja, amely az anyagok ún. termikus állapotát jellemzi. Testek érintkezésekor a hő(energia) önként mindig a melegebb (magasabb hőmérsékletű) testről áramlik a hidegebb (alacsonyabb hőmérsékletű) testre a <i>termikus egyensúly</i> (közös hőmérséklet) eléréséig.</p> <p>A hőmérséklet mérése hőmérővel történik, kihasználva az anyagok valamely makroszkopikus tulajdonságának hőmérséklettől való függését. Mértékegységei: <math>^\circ\text{C}</math> (Celsius-fok, jele <math>\theta</math>), <math>^\circ\text{F}</math> (Fahrenheit-fok), K (Kelvin-féle abszolút hőmérséklet, jele <math>T</math>); <math>T/K = \theta/^\circ\text{C} + 273,15</math>. A standard szobahőmérséklet <math>T^\ominus = 298,15 \text{ K}</math>.</p> <p>A hőmérsékletmérés alapja a <i>termodinamika nulladik főtétele</i>, amely</p>

	<p>kimondja, hogy ha <b>A</b> test termikus egyensúlyban van <b>B</b> testtel, és <b>B</b> test termikus egyensúlyban van <b>C</b> testtel, akkor az <b>A</b> és <b>C</b> testek is termikus egyensúlyban vannak. Ebben a relációban a <b>B</b> test a hőmérő.</p>
<p><b>móltört</b> <b>molar fraction</b></p>	<p>A móltört (<math>x_j</math>) a <math>j</math>-edik komponens anyagmennyisége (<math>n_j</math>) az összes anyagmennyiséghez (<math>n</math>) viszonyítva: <math>x_j = n_j/n</math>, értéke 0 és 1 között változhat.</p>
<p><b>állapot, állapotjelző, állapotegyenlet, tökéletes gáz állapotegyenlete</b> <b>state, state variables, equation of state, gas laws, the perfect gas law</b></p>	<p>Egy anyagi rendszer fizikai állapotát a különböző makroszkopikus tulajdonságai definiálják.</p> <p>Az állapot meghatározására alkalmazott fizikai mennyiségeket állapotjelzőknek nevezzük, melyeknek két csoportja van: extenzív (pl. tömeg, energia) és intenzív (pl. hőmérséklet, nyomás).</p> <p>Az állapotegyenlet az állapotjelzők között fennálló, egyértelmű függvénykapcsolat, pl. <math>f(p, V, T, \dots) = 0</math>. A tökéletes gáz állapotegyenlete:</p> $PV - nRT = 0 \quad \text{vagy} \quad PV = nRT$ <p>ahol <math>p</math> a gáz nyomása, <math>V</math> a térfogata, <math>n</math> az anyagmennyisége, <math>T</math> a hőmérséklete, <math>R</math> pedig az ún. egyetemes gázállandó (értéke <math>8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}</math> vagy <math>8,206 \times 10^{-2} \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}</math>).</p>
<p><b>tökéletes gáz</b> <b>perfect gas (or ideal gas)</b></p>	<p>A <i>tökéletes v. ideális gáz</i> olyan „hipotetikus” anyag, amely követi a tökéletes gáz állapotegyenletét. Kis nyomáson és nagyon magas hőmérsékleten szinte minden gáz „tökéletesen” viselkedik.</p>
<p><b>Boyle-törvény</b> <b>Boyle's law</b></p>	<p><math>pV = \text{állandó}</math>, ha <math>n</math> és <math>T</math> állandó (izoterm változás)</p>
<p><b>Gay-Lussac I. törvénye</b> <b>Charles's law (also known as Gay-Lussac's I. law)</b></p>	<p><math>V/T = \text{állandó}</math>, ha <math>n</math> és <math>p</math> állandó (izobár változás)</p>
<p><b>Gay-Lussac II. törvénye</b> <b>An alternative version of Charles's law also known as Gay-Lussac's II. law</b></p>	<p><math>p/T = \text{állandó}</math>, ha <math>n</math> és <math>V</math> állandó (izochor változás)</p>
<p><b>Avogadro-tétel</b> <b>Avogadro's principle</b></p>	<p>Az <i>Avogadro-tétel</i> szerint az azonos állapotú, de különböző anyagi minőségű gázok azonos térfogataiban a részecskék száma megegyezik.</p> <p>Egy mólnyi anyagban található részecskék száma az <i>Avogadro-állandó</i>, <math>N_A = 6,023 \times 10^{23} \text{ 1/mol}</math>.</p>

<p><b>Dalton-törvény</b> <b>Dalton's law</b></p>	<p>Egy gázelegy nyomása az egyes összetevők parciális nyomásának összege:</p> $p = \sum_j p_j = \sum_j x_j p$ <p>ahol <math>p</math> a teljes nyomás, <math>p_j</math> a <math>j</math>-edik komponens parciális nyomása, <math>x_j</math> pedig a móltörtje.</p>
<p><b>vegyülő gázok térfogati törvénye (Gay-Lussac)</b> <b>Gay-Lussac's law of combining volumes</b></p>	<p>A <i>vegyülő gázok térfogati törvénye</i> az atom- és molekulaelmélet korai kísérleti igazolásának tekinthető. Megállapították, hogy gázreakciókban az egymásra ható és a keletkező gázok térfogatai, állandó hőmérsékleten és nyomáson, úgy aránylanak egymáshoz, mint a kis egész számok.</p>
<p><b>reális gáz</b> <b>real gases</b></p>	<p>Kísérleti tapasztalat az, hogy a reális gázok – különösen nagy nyomáson és alacsony hőmérsékleten – nem követik a tökéletes gáz állapotegyenletét. Ez azzal értelmezhető, hogy – a tökéletes gázzal ellentétben – a gázcseppkék között vonzó és taszító kölcsönhatások lehetségesek, továbbá nem tekinthetünk el a részecskék saját térfogatától sem.</p> <p>A vonzó kölcsönhatással magyarázható az is, hogy a reális gáz az ún. kritikus hőmérséklete alatt izoterm összenyomással cseppfolyósítható.</p>
<p><b>kompresszibilitási együttható</b> <b>compression factor</b></p>	<p>A <i>kompresszibilitási együttható</i> (az összenyomhatóság) jele <math>Z</math>, definíció egyenlete:</p> $Z = \frac{pV_m}{RT}$ <p>ahol <math>V_m = V/n</math> a gáz moláris térfogata (<math>\text{m}^3/\text{mol}</math>). Tökéletes gázra <math>Z = 1</math> bármely nyomáson.</p> <p>Reális gázokra nagyon kis nyomáson (nagyon nagy moláris térfogaton) <math>Z \approx 1</math>. Közepes nyomáson (közepes moláris térfogaton) <math>Z &lt; 1</math>, azaz a reális gáz jobban összenyomható mint a tökéletes gáz, mert a vonzóerők hatása az uralkodó. Nagy nyomáson (kis moláris térfogaton) <math>Z &gt; 1</math>, azaz a reális gáz kevésbé összenyomható, mint a tökéletes gáz, mert a taszító kölcsönhatások szerepe a meghatározó.</p>
<p><b>virial egyenlet,</b> <b>virial együtthatók</b> <b>virial equation of state, virial coefficients</b></p>	<p>A <math>Z</math> értékének nyomásfüggését az ún. virial állapotegyenletek írják le:</p> $pV_m = RT(1 + B'p + C'p^2 + \dots)$ $pV_m = RT \left( 1 + \frac{B}{V_m} + \frac{C}{V_m^2} + \dots \right)$ <p>ahol <math>B'</math>, <math>C'</math>, ... illetve <math>B</math>, <math>C</math>, ... hőmérsékletfüggő, valódi fizikai jelentés nélküli virial-együtthatók.</p>
<p><b>Boyle-hőmérséklet</b></p>	<p>A Boyle-hőmérséklet (<math>T_B</math>) az a hőmérséklet, amelynél <math>(dZ/dp) \approx B' = 0</math>,</p>

<b>Boyle temperature</b>	ha $p \rightarrow 0$ (azaz $V_m \rightarrow \infty$ ). Ezen a hőmérsékleten $Z > 1$ már a legkisebb nyomásoktól kezdve úgy, hogy a $Z$ - $p$ görbe vízszintes érintővel indul (tökéletes gáz állapothoz közeli állapot).
<b>van der Waals-egyenlet, van der Waals állandók</b> <b>van der Waals equation, van der Waals coefficients</b>	A van der Waals-féle állapotegyenlet $n$ mól reális gázra: $\left(p + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$ egy mól reális gázra: $\left(p + \frac{a}{V_m^2}\right)(V_m - b) = RT$ Az $a$ állandó a részecskék közötti vonzó kölcsönhatásokkal van kapcsolatban; az $a/V_m^2$ nyomáskorrekciót a reális gáz ún. belső nyomásának nevezzük. A $b$ állandó a gázcsepp részecskék saját térfogatával arányos térfogatkorrekció. A van der Waals állandók értéke független a hőmérséklettől és a nyomástól.
<b>kritikus állapot, kritikus állapotjelzők</b> <b>critical point of the gas, critical constants</b>	Ha egy gőzt izotermikusan összenyomunk, akkor az folyadékká válik, cseppfolyósodik. Egy gázt izoterm összenyomással azonban csak úgy lehet cseppfolyósítani, ha azt előbb az ún. <i>kritikus hőmérséklete</i> ( $T_c$ ) alá hűtjük. A kritikus hőmérsékletű gáz/gőz cseppfolyósításához szükséges minimális nyomást <i>kritikus nyomásnak</i> ( $p_c$ ) nevezzük. A kritikus hőmérsékletű és nyomású gáz térfogata a <i>kritikus térfogat</i> ( $V_c$ ). A <i>kritikus állapotban</i> a gőz-folyadék határfelület elmosódik, eltűnik. A kritikus állapotjelzők és a van der Waals-állandók között a következő összefüggések érvényesek: $p_c = \frac{a}{27b^2}, \quad V_c = 3b, \quad T_c = \frac{8a}{27Rb}$ A kritikus állapotban az összenyomhatóság minden van der Waals-gázra azonos: $Z_c = 3/8$ . A Boyle-hőmérséklet és a van der Waals-gáz kritikus hőmérséklete közötti összefüggés: $T_B = a/bR = 27T_c/8$ .
<b>redukált állapotjelzők</b> <b>reduced variables</b>	Egy <i>redukált állapotjelzőt</i> úgy számítunk ki, hogy az állapotjelző aktuális értékét elosztjuk annak kritikus értékével: $p_r = \frac{p}{p_c}, \quad V_r = \frac{V_m}{V_c}, \quad T_r = \frac{T}{T_c}$ A van der Waals-egyenlet átalakításával kapjuk az ún. redukált állapotegyenletet: $p_r = \frac{8T_r}{3V_r - 1} - \frac{3}{V_r^2}$
<b>megfelelő állapotok tétele</b> <b>principle of corresponding</b>	A <i>megfelelő állapotok tétele</i> kimondja, hogy a reális gázok azonos redukált nyomást ( $p_r$ ) fejtenek ki, ha redukált térfogatuk ( $V_r$ ) és redukált hőmérsékletük ( $T_r$ ) megegyezik. Más megfogalmazásban: ha

<b>states</b>	két gáz redukált állapotjelzői azonosak, akkor a gázok ún. megfelelő állapotban vannak.
<b>rendszer, környezet, határoló fal</b> <b>system, surroundings, boundary</b>	A <i>rendszer</i> az általunk vizsgált térrész. A <i>környezet</i> a rendszert körülvevő, tetszőleges nagyságú tér, ahonnan a rendszert megfigyeljük. A rendszert és környezetét <i>falak</i> választják el egymástól.
<b>nyitott, zárt és izolált rendszer</b> <b>open, closed and isolated system</b>	Ha egy rendszer és a környezete között anyag és energia is áramolhat, akkor a rendszer <i>nyitott</i> , ha csak energiaátadás lehetséges, akkor <i>zárt</i> . Ha semmiféle kölcsönhatás nem lehetséges, akkor a rendszer <i>izolált</i> . A hőátteresztő falat <i>diatermikusnak</i> , a hőszigetelő falat <i>adiabatikusnak</i> nevezzük. Csak egyes anyagféleségeket szelektíven átteresztő falat <i>szemipermeábilisnak</i> nevezzük.
<b>extenzív és intenzív sajátságok</b> <b>extensive and intensive properties</b>	<i>Extenzív sajátság</i> : értéke függ a rendszer anyagmennyiségétől és részrendszerek egyesítésekor mindig összeadódik (pl. tömeg, térfogat stb.). <i>Intenzív sajátság</i> : értéke független a rendszer anyagmennyiségétől és részrendszerek egyesítésekor kiegyenlítődhet (pl. hőmérséklet, nyomás, sűrűség stb.). Az extenzív mennyiségből intenzív lesz, ha azt tömegegységre vagy egységnyi anyagmennyiségre vonatkoztatjuk. Az előbbit fajlagos, az utóbbit moláris mennyiségnek nevezzük. Egy intenzív sajátság szorzata a hozzá tartozó (konjugált) extenzív sajátság változásával energia(munka) jellegű mennyiséget eredményez (pl. erő $\times$ elmozdulás, nyomás $\times$ térfogatváltozás, elektromos potenciál $\times$ töltésváltozás stb.)
<b>állapotfüggvény</b> <b>state function</b>	Az <i>állapotfüggvény</i> olyan mennyiség, amelyet az állapotjelzők aktuális értékei határoznak meg. Változása csak a kezdeti és végső értékektől függ és független attól, hogy az állapotjelzők a változás során milyen közbenső értékeken mentek át. Megváltozását teljes differenciál írja le.
<b>útfüggvény</b> <b>path function</b>	Az <i>útfüggvény</i> olyan mennyiség, melynek megváltozása függhet az állapotjelzők megváltozásának útjától is.

<p><b>termodinamika első főtétele</b> <b>First Law of thermodynamics</b></p>	<p>Az <i>energiamegmaradás elve</i> kimondja, hogy energia semmiből nem keletkezik és nem tűnik el. Az energiamegmaradás elvének egyik közismert megfogalmazása az, hogy nem létezik elsőfajú örökmozgó (<i>perpetuum mobile</i>), amely energiaforrás nélkül tudna munkát végezni.</p> <p>A <i>termodinamika első főtétele</i> azt mondja ki, hogy <i>zárt</i> rendszer belső energiája (<math>U</math>) állandó mindaddig, míg azt munkavégzés (<math>w</math>) vagy hőcsere (<math>q</math>) meg nem változtatja.</p> <p>A belső energia változása egy véges folyamatban:</p> $\Delta U = q + w$ <p>egy elemi lépésben:</p> $dU = \delta q + \delta w$ <p>A <math>d</math> azt jelzi, hogy a belső energia állapotfüggvény, a <math>\delta</math> pedig azt, hogy a hő és a munka útfüggvények.</p> <p>Rendszerközpontú előjelkonvenció érvényes: a rendszeren végzett munka pozitív (<math>w &gt; 0</math>), a rendszer által végzett munka negatív (<math>w &lt; 0</math>), a rendszer által felvett hő pozitív (<math>q &gt; 0</math>), a rendszer által leadott hő negatív (<math>q &lt; 0</math>).</p>
<p><b>belső energia</b> <b>internal energy</b></p>	<p>A <i>belső energia</i> a rendszert felépítő részecskék teljes kinetikus, helyzeti és kölcsönhatási energiája, leszámítva a rendszer saját (makroszkopikus) mozgásából származó kinetikus energiát.</p> <p>A belső energia állapotfüggvény és extenzív mennyiség, abszolút értéke határozatlan. Standard mértékegysége a joule (<math>1 \text{ J} = 1 \text{ N}\cdot\text{m}</math>).</p>
<p><b>munka (mechanikai, térfogati és hasznos munka)</b> <b>work (mechanical, expansion and useful work)</b></p>	<p>A <i>munka</i> a rendszer és környezete közötti olyan energiacsere, amely a részecskék <u>rendezett</u> mozgásával (pl. egyirányú elmozdulás) valósul meg. Mértékegysége a joule (J).</p> <p>A <i>mechanikai munka</i> (<math>dw</math>) az, amit egy testnek <math>dz</math> távolságra történő elmozdításakor az <math>F</math> ellenerővel szemben kell végezni: <math>dw = -Fdz</math>.</p> <p>A <i>térfogati munka</i> a külső nyomás (<math>p_{\text{ex}}</math>) ellenében vagy annak hatására megvalósuló <math>dV</math> térfogatváltozással járó munka: <math>dw = -p_{\text{ex}}dV</math>.</p> <p><i>Hasznos munka</i> = összes munka – térfogati munka.</p>
<p><b>hő</b> <b>heat</b></p>	<p>A <i>hő</i> az az energia, ami a részecskék <u>rendezetlen</u> mozgásával cserélődik ki az eltérő hőmérsékletű rendszer és környezete között. A hő önként mindig a magasabb hőmérsékletű testről áramlik a vele érintkező alacsonyabb hőmérsékletű testre. A hő szabványos mértékegysége a joule (J). Ma is használt régi mértékegység a kalória (<math>1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}</math>).</p>
<p><b>izoterm</b> <b>isothermal</b></p>	<p><i>Izoterm</i> folyamat: <math>T = \text{állandó}</math></p>
<p><b>izochor</b></p>	<p><i>Izochor</i> folyamat: <math>V = \text{állandó}</math></p>

<b>isochoric</b>	
<b>izobár</b> <b>isobar</b>	<i>Izobár</i> folyamat: $p = \text{állandó}$
<b>adiabatikus</b> <b>adiabatic</b>	<i>Adiabatikus</i> folyamat: az adiabatikus (hőszigetelő) fal miatt nincsen hőcsere rendszer és környezete között ( $q = 0$ ).
<b>reverzibilis</b> <b>reversible</b>	Egy folyamat <i>reverzibilis</i> , ha az egy külső paraméter (pl. nyomás) végtelenül kicsiny megváltoztatásával tetszőleges irányba elmozdítható, ill. megfordítható. Egy reverzibilis folyamatban a rendszer és környezete mindig egyensúlyban van.
<b>irreverzibilis</b> <b>irreversible</b>	Egy folyamat <i>irreverzibilis</i> , ha az egy külső paraméter infinitezimális megváltoztatásával (vagy ezek sorozatával) nem fordítható vissza. Egy irreverzibilis folyamatban a rendszer és környezete soha nincs egyensúlyban.
<b>exoterm és endoterm</b> <b>exothermic and endothermic</b>	Egy folyamat <i>exoterm</i> (hőtermelő), ha annak során a rendszer hőt ad át a környezetnek ( $q < 0$ ) ill. <i>endoterm</i> (hőelnyelő), ha a környezet ad át hőt a rendszernek ( $q > 0$ ).
<b>infinitezimális folyamat</b> <b>infinitesimal change</b>	<i>Infinitezimális</i> változás egy mennyiség végtelenül kicsiny megváltozása egy elemi lépés során (pl. $dV$ , $dp$ , $dT$ , $dw$ stb.)
<b>véges folyamat</b> <b>finite change</b>	<i>Véges</i> változás egy mennyiség megváltozása egy folyamat kezdeti (i) és végállapota (f) közötti elemi lépések sorozatában, például: $\Delta U = U_f - U_i = \int_i^f dU$
<b>körfolyamat</b> <b>closed path</b>	A <i>körfolyamat</i> olyan folyamat, amelyben a kezdeti és végállapot megegyezik. Az állapotfüggvények megváltozása körfolyamatban 0. Például: $\oint dU = 0$ .
<b>hőkapacitás, moláris hőkapacitás állandó térfogaton (<math>C_{V,m}</math>) és állandó nyomáson (<math>C_{p,m}</math>)</b> <b>heat capacity, molar heat capacity at constant volume (<math>C_{V,m}</math>) and at constant pressure (<math>C_{p,m}</math>)</b>	A <i>hőkapacitás</i> általános definíciója: $C = \frac{\delta q}{dT}$ ahol $\delta q$ a rendszer által felvett vagy leadott hő (J), $dT$ pedig a folyamatot kísérő hőmérsékletváltozás (K). A <i>hőkapacitás</i> (J/K), szemléletesen, az a hőmennyiség, ami az adott körülmények között a vizsgált rendszer hőmérsékletét pontosan 1 Kelvinnel növelné meg. A <i>hőkapacitás</i> $V = \text{állandó}$ térfogaton, feltéve, hogy a folyamat során nincs egyéb (nem térfogati) munkavégzés: $C_V = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$

	<p>azaz, a <math>\partial T</math> hőmérsékletváltozás hatására bekövetkező <math>\partial U</math> belső energia változás állandó térfogaton (J/K).</p> <p>A <i>hőkapacitás</i> <math>p = \text{állandó nyomáson}</math>, feltéve, hogy a folyamat során csak térfogati munkavégzés történik:</p> $C_p = \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_p$ <p>azaz, a <math>\partial T</math> hőmérsékletváltozás hatására bekövetkező <math>\partial H</math> entalpia-változás állandó nyomáson (J/K).</p> <p><i>fajlagos hőkapacitás</i>: 1 kg tömegű anyag hőkapacitása (<math>\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}</math>). Jelölése: <math>c_v</math> ill. <math>c_p</math>.</p> <p><i>moláris hőkapacitás</i>: 1 mól anyag hőkapacitása (<math>\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}</math>). Jelölése: <math>C_{v,m}</math> ill. <math>C_{p,m}</math>.</p>
<p><b>Joule-kísérlet</b> <b>Joule's experiment</b></p>	<p><i>Joule-kísérlet</i>: a környezetétől adiabatikusan elszigetelt rendszerben (gáztartályok + vízfürdő + hőmérő) a nagy nyomású „tökéletes” gáz vákuummal szembeni kiterjedése nem idéz elő hőmérséklet változást (<math>q = 0</math>) és nincs munkavégzés sem (<math>w = 0</math>).</p> <p>Következtetés: a tökéletes gáz belső energiája független a térfogattól.</p>
<p><b><math>C_p - C_v</math> ill. <math>C_p/C_v</math> értéke tökéletes gázokra</b> <b><math>C_p - C_v</math> and <math>C_p/C_v</math> values for a perfect gas</b></p>	<p>Tetszőleges tökéletes gázra: <math>C_p - C_v = nR</math></p> <p>egyatomos tökéletes gázra:</p> $C_v = \frac{3}{2}nR \text{ és } C_p = \frac{5}{2}nR, \text{ így } \gamma = C_p/C_v = 5/3$ <p>kéttomos tökéletes gázra:</p> $C_v = \frac{5}{2}nR \text{ és } C_p = \frac{7}{2}nR, \text{ így } \gamma = C_p/C_v = 7/5$
<p><b>entalpia</b> <b>enthalpy</b></p>	<p>Az <i>entalpia</i> az állandó nyomáson lejátszódó folyamatok leírására alkalmazott állapotfüggvény, definíciója:</p> $H = U + pV$ <p>Az entalpia extenzív mennyiség és mértékegysége a Joule (J). Változása egy véges folyamatban:</p> $\Delta H = \Delta U + \Delta(pV)$ <p>egy elemi lépésben:</p> $dH = dU + d(pV) = dU + pdV + Vdp$ <p>Az entalpia régi elnevezése: <i>hőtartalom</i>. Ez arra vezethető vissza, hogy az első főtétel értelmében állandó nyomáson és feltéve, hogy csak térfogati munkavégzés lehetséges, az entalpia változása azonos az állandó nyomáson történő hőcserével:</p> $\Delta H = q_p = C_p \Delta T$
<p><b>Joule–Thomson-kísérlet,</b> <b>Joule–Thomson-együttható,</b></p>	<p>A <i>Joule–Thomson-kísérlet</i>ben egy reális gáz hőmérsékletének változását vizsgálják fojtáson keresztüli kiterjedéskor a környezetétől</p>



<p><b>inverziós hőmérséklet</b>  <b>Joule-Thomson experiment,</b>  <b>Joule-Thomson coefficient,</b>  <b>inversion temperature</b></p>	<p>adiabatikusan elszigetelt rendszerben. Tapasztalat: az expandáló gáz kezdeti hőmérsékletétől függően az izentalpikus (<math>H = \text{állandó}</math>) kiterjedés során a gáz lehűl (<math>\Delta T &lt; 0</math>) vagy felmelegszik (<math>\Delta T &gt; 0</math>).</p> <p>A hőmérsékletváltozás előjelét és mértékét (K/Pa mértékegységben) az adiabatikus <i>Joule–Thomson-együttható</i> (<math>\mu_{JT}</math>) határozza meg, melynek definíciója:</p> $\mu_{JT} = \left( \frac{\partial T}{\partial p} \right)_H$ <p>Ha a gáz adiabatikus kiterjesztéskor (<math>\partial p &lt; 0</math>) lehűl (<math>\partial T &lt; 0</math>), akkor <math>\mu_{JT} &gt; 0</math>, ha felmelegszik (<math>\partial T &gt; 0</math>), akkor <math>\mu_{JT} &lt; 0</math>. Azt a hőmérsékletet, ahol a Joule-Thomson együttható előjelet vált, <i>inverziós hőmérsékletnek</i> (<math>T_i</math>) nevezzük, s ekkor <math>\mu_{JT}(T_i) = 0</math>.</p>
<p><b>termokémiai egyenlet</b>  <b>thermochemical equation</b></p>	<p>A <i>termokémiai egyenlet</i> olyan egyenlet, amelyben az adott sztöchiometria szerint lejátszódó kémiai reakció mellett feltüntetjük az abban résztvevő anyagok halmazállapotát (szilárd, folyadék, gáz/gőz), módosulatát, egyéb jellemzőit (pl. <i>aq</i>), és megadjuk a folyamat reakcióhőjét is (J/mol).</p>
<p><b>kalorimetria, kaloriméterek</b>  <b>calorimetry, calorimeters</b></p>	<p>A <i>kalorimetria</i> a fizikai és kémiai folyamatok által termelt vagy elnyelt hő (<math>q</math>) meghatározásának módszere. Lényege, hogy mérjük az ismert (kalibrációval meghatározott) <math>C</math> hőkapacitású rendszer <math>\Delta T</math> hőmérsékletváltozását, amiből <math>q = C\Delta T</math>.</p> <p>A kalorimetriás méréseket ún. <i>kaloriméterekben</i> hajtjuk végre. Főbb típusai: <i>egyszerű kaloriméter</i> (tisza anyagok hőkapacitásának meghatározására, ill. oldási, hígítási, elegyedési, semlegesítési, stb. folyamatok tanulmányozására), <i>bombakaloriméter</i> (égéshő meghatározására állandó térfogaton), <i>lángkaloriméter</i> (égéshő meghatározása állandó nyomáson).</p>
<p><b>reakcióhő termodinamikai definíciója</b>  <b>reaction heat</b></p>	<p>A <i>reakcióhő</i> a reakcióegyenletben szereplő különböző minőségű, mennyiségű és állapotú anyagok átalakulását kísérő moláris energiaváltozás hő formájában (<math>q</math>). Ha <math>V = \text{állandó}</math> és nincs egyéb munkavégzés, akkor <math>q_V = \Delta U</math>. Ha <math>p = \text{állandó}</math> és csak térfogati munka lehetséges, akkor <math>q_p = \Delta H</math>.</p>
<p><b>reakcióentalpia</b>  <b>reaction enthalpy</b></p>	<p>A <i>reakcióentalpia</i> (<math>\Delta_r H</math>) a reakcióegyenletben szereplő különböző minőségű, mennyiségű és állapotú anyagok állandó nyomáson történő átalakulását kísérő moláris entalpiaváltozás (J/mol):</p> $\Delta_r H = \sum_j \nu_j H_{m,j}$ <p>ahol <math>\nu_j</math> a <math>j</math>-edik anyagfajta sztöchiometriai együtthatója (a termékekre <math>\nu_j &gt; 0</math>, a reaktánsokra <math>\nu_j &lt; 0</math>), <math>H_{m,j}</math> pedig az <math>j</math>-edik anyagfajta moláris entalpiája (J/mol) az adott (azonos) körülmények között.</p>

<p><b>standard reakcióentalpia</b> <b>standard reaction enthalpy</b></p>	<p>A <i>standard reakcióentalpia</i> (<math>\Delta_r H^\ominus</math>) a standard moláris reakcióhő (J/mol) a standard nyomáson:</p> $\Delta_r H^\ominus = \sum_j \nu_j H_{m,j}^\ominus$ <p>ahol <math>H_{m,j}^\ominus</math> a <math>j</math>-edik anyagfajta standard moláris entalpiája (J/mol).</p> <p>Egy anyag akkor van <i>standard állapotban</i>, ha kémiailag tiszta (egynemű) és nyomása pontosan <math>p^\ominus = 10^5</math> Pa.</p> <p>A hőmérséklet nem szerepel a standard állapot definíciójában, de történelmi és gyakorlati okok miatt a standard állapotra vonatkozó adatokat a <i>standard szobahőmérsékletre</i> (298,15 K) adjuk meg.</p>
<p><b>képződéshő</b> <b>enthalpy of formation</b></p>	<p>A <i>képződéshő</i> egy anyag elemeiből való képződésének reakcióentalpiája az adott nyomáson és hőmérsékleten.</p>
<p><b>standard képződési entalpia</b> <b>standard enthalpy of formation</b></p>	<p>A <i>standard képződési entalpia</i> (<math>\Delta_f H^\ominus</math>) egy anyag referenciaállapotú elemeiből való képződésének moláris reakcióentalpiája (J/mol) standard nyomáson és adott hőmérsékleten.</p> <p>Egy elem <i>referencia állapota</i> a standard nyomáson és adott hőmérsékleten legstabilisabb formája. (Kivétel: szobahőmérsékleten a kevésbé stabilisabb fehér foszfort tekintjük referencia állapotúnak.) A <i>referenciaállapotú elemek standard képződési entalpiája nulla</i>.</p> <p>A standard képződési entalpiákból kiszámítható a <i>standard reakcióentalpia</i> (<math>\Delta_r H^\ominus</math>):</p> $\Delta_r H^\ominus = \sum_j \nu_j \Delta_f H_j^\ominus$ <p>ahol <math>\Delta_f H_j^\ominus</math> a <math>j</math>-edik anyagfajta standard képződési entalpiája (J/mol).</p> <p>A standard reakcióentalpia (<math>\Delta_r H^\ominus</math>) a standard égéshőkből is kiszámítható:</p> $\Delta_r H^\ominus = - \sum_j \nu_j \Delta_c H_j^\ominus$ <p>ahol <math>\Delta_c H_j^\ominus</math> a <math>j</math>-edik anyagfajta standard égéshője (J/mol).</p>
<p><b>égéshő</b> <b>heat of combustion</b></p>	<p>Az <i>égéshő</i> adott mennyiségű anyag tiszta oxigénben történő elégetését kísérő reakcióhő az adott körülmények között. A fajlagos égéshő tömegegységre (kg), a moláris égéshő mólnyi anyagmennyiségre vonatkozik.</p> <p>A <i>standard égéshő</i> (<math>\Delta_c H^\ominus</math>) egy mól standard állapotú anyag standard állapotú oxigénben történő elégetését kísérő entalpiaváltozás (J/mol) az adott hőmérsékleten.</p>
<p><b>Hess-tétel</b></p>	<p>Mivel az entalpia állapotfüggvény, a reakcióentalpia csak a reakció végső és kezdeti állapotától függ. A <i>Hess-tétel</i> kimondja, hogy az eredő</p>

<b>Hess's law</b>	reakció standard reakcióentalpiája azon egyedi reakciók standard reakcióentalpiáinak összege, amelyekre a bruttó reakció felbontható. A Hess-tétel tulajdonképpen a termodinamika első főtételének alkalmazása (megfogalmazása) kémiai reakciókra.
<b>Kirchhoff-törvény</b> <b>Kirchhoff's law</b>	A reakcióentalpia hőmérsékletfüggése (állandó, pl. standard nyomáson) a Kirchhoff-törvény alapján számítható: $\Delta_r H^\theta(T_2) = \Delta_r H^\theta(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta_r C_p^\theta(T) dT$ ahol $\Delta_r H^\theta(T_1)$ és $\Delta_r H^\theta(T_2)$ a reakció standardentalpiája $T_1$ és $T_2$ hőmérsékleteken, és $\Delta_r C_p^\theta(T) = \sum_j \nu_j C_{p,m,j}^\theta(T)$ a reakcióban résztvevő anyagok állandó (pl. standard) nyomásra vonatkozó moláris hőkapacitásának sztöchiometriai számmal súlyozott összege.
<b>önként végbemenő (spontán) folyamat, kikényszerített folyamat</b> <b>spontaneous change, non-spontaneous change</b>	Az önként végbemenő (spontán) folyamat az adott körülmények között külső behatás (pl. munkavégzés) nélkül lejátszódó folyamat, melynek során a rendszer és környezete összes entrópiája növekszik ( $\Delta S_{\text{tot}} > 0$ ). Ennek ellenkezője a kikényszerített (nem spontán) folyamat.
<b>entrópia termodinamikai (klasszikus) definíciója</b> <b>thermodynamic definition of entropy</b>	Az <i>entrópia termodinamikai (klasszikus) definíciója</i> egy elemi lépésben történő megváltozására ( $dS$ ) vonatkozik: $dS = \frac{\delta q_{\text{rev}}}{T}$ ahol $\delta q_{\text{rev}}$ a rendszer és környezete között kicserélt hő egy reverzibilis elemi lépésben, $T$ pedig a hőmérséklet. Az entrópia állapotfüggvény és extenzív sajátság, mértékegysége J/K. Az entrópia véges változása ( $\Delta S$ ) egy reverzibilis folyamat kezdeti (i) és végállapota (f) között: $\Delta S = \int_i^f dS = \int_i^f \frac{\delta q_{\text{rev}}}{T}$
<b>termodinamika második főtétele</b> <b>Second Law of thermodynamics</b>	A termodinamika második főtételének többféle megfogalmazása ismert: <ul style="list-style-type: none"> <li>• Egy izolált rendszer entrópiája (<math>S_{\text{tot}}</math>) minden spontán folyamatban növekszik: <math>\Delta S_{\text{tot}} &gt; 0</math>. Ez az <i>entrópiatétel</i>.</li> <li>• <i>Reverzibilis</i> folyamatban az izolált rendszer teljes entrópiája nem változik.</li> <li>• <i>Irreverzibilis</i> folyamatban az izolált rendszer teljes entrópiája</li> </ul>

	<p>mindig növekszik.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Mivel reverzibilis folyamat nincs, az entrópia izolált rendszerben mindig nő, vagyis nem létezik semmiféle "entrópiamegmaradási" törvény.</li> <li>• Az entrópia a rendezetlenség mértéke. Egy izolált rendszerben lejátszódó irreverzibilis folyamatban a rendezetlenség mindig nő.</li> <li>• Hő önként csak a magasabb hőmérsékletű helyről áramlik az alacsonyabb hőmérsékletű hely felé.</li> <li>• Nem létezik ún. <i>másodfajú perpetuum mobile</i> (örökmozgó). Azaz, nem valósítható meg olyan ciklikus folyamat, amelynek <i>egyedüli</i> eredménye az lenne, hogy egy hőtartályból hőt vonunk el és azt teljes egészében munkává alakítjuk.</li> <li>• Míg a munka teljesen hővé alakítható (lásd I. főtétel), addig a hőt nem lehet munkává alakítani úgy, hogy közben a rendszerben vagy környezetében <i>semmilyen más változás</i> ne történjék.</li> </ul>
<p><b>termodinamikai valószínűség</b>  <b>weight of the most probable configuration of a system</b></p>	<p>Egy rendszer egy adott <i>makroállapotát</i> (pl. egy bizonyos hőmérsékletű állapotát) többféle <i>mikroállapota</i> (pl. az összes atom pozíciójának és sebességvektorának megadásával leírható állapota) is „előállíthatja”.</p> <p>Egy adott makroállapotot előállítani képes összes lehetséges mikroállapot száma a makroállapot <i>termodinamikai valószínűsége</i> (<math>W</math>). Egy adott összenergiájú és részecskeszámú rendszer különböző makroállapotai közül pedig az valósul meg, amelyiknek legnagyobb a termodinamikai valószínűsége.</p>
<p><b>entrópia statisztikus definíciója (Boltzmann-képlet)</b>  <b>statistical entropy (Boltzmann formula)</b></p>	<p>A statisztikus termodinamika szerint az entrópia a <i>molekuláris</i> rendezetlenség mértéke. A Boltzmann-képlet szerint egy adott makroállapot entrópiája (<math>S</math>) a következő:</p> $S = k \ln W$ <p>ahol <math>k = R/N_A = 1,381 \times 10^{-23}</math> J/K a Boltzmann-állandó, <math>W</math> pedig az adott makroállapot termodinamikai valószínűsége.</p> <p>Az ilyen módon bevezetett entrópiáról megmutatható, hogy ugyanazokkal a tulajdonságokkal rendelkezik, mint a termodinamikai entrópia (állapotfüggvény, extenzív mennyiség, mértékegysége J/K stb.). Továbbá, a lehetséges makroállapotok közül megvalósuló legvalószínűbb állapot egyben a legrendezetlenebb (a legtöbb mikroállapot tartozik hozzá), azaz a legnagyobb entrópiájú is.</p>
<p><b>Clausius-egyenlőtlenség</b>  <b>Clausius inequality</b></p>	<p>A <i>Clausius-féle egyenlőtlenség</i>:</p> $dS \geq \frac{\delta q}{T}$ <p>ahol <math>dS</math> a <i>vizsgált rendszer</i> entrópiájának változása, <math>\delta q</math> a rendszer által felvett vagy leadott hő egy tetszőleges folyamatban megvalósuló elemi lépés során <math>T</math> hőmérsékleten. Az egyenlőtlenség az irreverzibilis, az</p>

	<p>egyenlőség pedig a reverzibilis folyamatokra vonatkozik. Ez az összefüggés az alapja az ún. termodinamikai potenciálfüggvények (szabadenergia, szabadentalpia) bevezetésének.</p>
<p><b>hőerőgép és hatásfoka</b> <b>heat engine and its efficiency</b></p>	<p>A <i>hőerőgép</i> olyan berendezés, amely <math> q_h </math> hőt vesz fel egy magasabb <math>T_h</math> hőmérsékletű hőtartályból és <math> q_c </math> hőt ad át egy alacsonyabb <math>T_c</math> hőmérsékletű hőtartálynak, s eközben <math> w </math> munkát végez.</p> <p>Igazolható, hogy egy hőerőgép hatásfoka (<math>\eta</math>) nem lehet nagyobb, mint az ugyanazon hőmérsékletű hőtartályok között reverzibilisen működő Carnot-gép hatásfoka:</p> $\eta = \frac{ w }{ q_h } = \frac{ q_h  -  q_c }{ q_h } = \frac{T_h - T_c}{T_h} = 1 - \frac{T_c}{T_h}$ <p>A hőerőgép hatásfoka 0 és 1 között változhat:</p> $\eta \rightarrow 0, \text{ ha } T_c \rightarrow T_h \text{ és}$ $\eta \rightarrow 1, \text{ ha } T_c \rightarrow 0 \text{ vagy } T_h \rightarrow \infty.$
<p><b>hűtőgép és teljesítménytényezője</b> <b>refrigerator, coefficient of performance</b></p>	<p>A <i>hűtőgép</i> olyan berendezés, amely <math> w </math> munka befektetésével <math> q_c </math> hőt von el egy alacsonyabb <math>T_c</math> hőmérsékletű hőtartályból és <math> q_h </math> hőt ad át egy magasabb <math>T_h</math> hőmérsékletű hőtartálynak.</p> <p>Igazolható, hogy egy hűtőgép teljesítménytényezője (<math>c_0</math>) nem lehet nagyobb, mint az ugyanazon hőmérsékletű hőtartályok között reverzibilisen működő fordított Carnot-gép teljesítménytényezője:</p> $c_0 = \frac{ q_c }{ w } = \frac{ q_c }{ q_h  -  q_c } = \frac{T_c}{T_h - T_c}$ <p>A teljesítménytényező 0 és <math>\infty</math> között változhat:</p> $c_0 \rightarrow 0, \text{ ha } T_c \rightarrow 0 \text{ és}$ $c_0 \rightarrow \infty, \text{ ha } T_c \rightarrow T_h.$
<p><b>hőszivattyú</b> <b>heat pump</b></p>	<p>A <i>hőszivattyú</i> összefoglaló elnevezése azoknak a gépeknek, amelyek munka befektetés árán a hőt egy alacsonyabb hőmérsékletű helyről elvonják és azt egy magasabb hőmérsékletű objektumnak adják át. Működési elvük hasonló a hűtőgéphez. Azonban, míg a hűtőgéppel a belső térből elvont hőt a környezetnek adjuk át, a hőszivattyúkkal pont fordítva járunk el: a környezet hőjét vonjuk el, s azt a belső terekben fűtésre (vagy áttételesen hűtésre) használjuk. A környezeti hőt a föld, a levegő, a napsütés, vagy bármilyen más hőforrás szolgáltathatja.</p>
<p><b>termodinamika harmadik főtétele</b> <b>Third Law of thermodynamics</b></p>	<p>A <i>termodinamika harmadik főtételének</i> egyik megfogalmazása a Nernst-féle hőtétel: bármely fizikai vagy kémiai átalakulást kísérő entrópiaváltozás nullához tart (<math>\Delta S \rightarrow 0</math>), ha a hőmérséklet nullához tart (<math>T \rightarrow 0</math>), ahol a hőmozgás összes energiája eltűnik (tökéletes</p>

	<p>állapot).</p> <p>Ha <math>T = 0</math> K-en minden elem entrópiáját stabilis állapotában önkényesen nullának vesszük, akkor minden anyagnak pozitív az entrópiája. A <i>termodinamika harmadik főtétele</i> szerint azonban ekkor nem csak az elemek, hanem valamennyi tökéletes állapotban lévő tiszta anyag (beleértve a vegyületeket is) entrópiája is nulla lesz <math>T = 0</math> K-en. Ez a megállapítás összhangban van az entrópia statisztikus termodinamikai definíciójával, mert a <math>T = 0</math> K hőmérsékletű, tökéletes állapotban lévő anyagra <math>W = 1</math>, s így a Boltzmann-képlet szerint <math>S = 0</math>.</p>
<p><b>standard entrópia</b> <b>standard entropy</b></p>	<p>A standard entrópia az anyagok <math>p^\ominus = 10^5</math> Pa standard nyomásra vonatkozó, a termodinamika harmadik főtétel szerint definiált abszolút entrópiája.</p> <p>Gyakorlati okok miatt a standard állapotra vonatkozó <math>S^\ominus</math> entrópia értékeket (<math>\text{J}\cdot\text{K}^{-1}</math>) mindig a standard szobahőmérsékletre (298,15 K) adjuk meg.</p>
<p><b>reakcióentrópia</b> <b>reaction entropy</b></p>	<p>A <i>reakcióentrópia</i> (<math>\Delta_r S</math>) a reakcióegyenletben szereplő különböző minőségű, mennyiségű és állapotú anyagok adott körülmények közötti átalakulását kísérő entrópiaváltozás (<math>\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}</math>):</p> $\Delta_r S = \sum_j \nu_j S_j$ <p>ahol <math>\nu_j</math> a <math>j</math>-edik anyagfajta sztöchiometriai együtthatója (a termékekre <math>\nu_j &gt; 0</math>, a reaktánsokra <math>\nu_j &lt; 0</math>), <math>S_j</math> pedig az <math>j</math>-edik anyagfajta moláris entrópiája az adott körülmények között (<math>\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}</math>).</p>
<p><b>standard-reakcióentrópia</b> <b>standard reaction entropy</b></p>	<p>A <i>standard-reakcióentrópia</i> (<math>\Delta_r S^\ominus</math>) a reakcióentrópia (<math>\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}</math>) értéke a standard nyomáson, és a következőképpen számítható:</p> $\Delta_r S^\ominus = \sum_j \nu_j S_j^\ominus$ <p>ahol <math>S_j^\ominus</math> a <math>j</math>-edik anyagfajta standard moláris entrópiája (<math>\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}</math>).</p>
<p><b>termodinamikai</b> <b>potenciálfüggvény</b> <b>thermodynamic potentials</b></p>	<p><i>Termodinamikai potenciálfüggvény</i> minden olyan termodinamikai mennyiség, amelyre az a jellemző (hasonlóan a mechanikában értelmezett potenciálfüggvényekhez), hogy változása munkát ad meg, a szélsőértékének (minimumának vagy maximumának) helye pedig egyértelműen kijelöli a vizsgált rendszer termodinamikai egyensúlyi állapotát. A körülményektől függően potenciálfüggvény lehet például a rendszer belső energiája, entalpiája, entrópiája, szabadenergiája, vagy szabadentalpiája. A potenciálfüggvények állapotfüggvények.</p>
<p><b>spontán folyamatok iránya</b> <b>direction of spontaneous processes</b></p>	<p>A <i>spontán folyamatok irányát</i> különböző körülmények között az alkalmasan megválasztott termodinamikai potenciálfüggvények segítségével jelölhetjük ki. Feltételezzük az alábbiakat:</p> <p>a) a rendszer (r) és környezete (k) termikus egyensúlyban van, azaz</p>

	<p>hőmérsékletük azonos (<math>T_r = T_k</math>), és b) nincs egyéb, azaz nem térfogati munkavégzés.</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th><i>Alkalmazható td-i potenciálfüggvény</i></th> <th><i>Alkalmazandó körülmények</i></th> <th><i>A változás iránya spontán folyamatban</i></th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Belső energia (<math>U</math>)</td> <td><math>S</math> és <math>V</math> állandó</td> <td><math>dU_{S,V} \leq 0</math> (csökken)</td> </tr> <tr> <td>Entalpia (<math>H</math>)</td> <td><math>S</math> és <math>p</math> állandó</td> <td><math>dH_{S,p} \leq 0</math> (csökken)</td> </tr> <tr> <td>Entrópia (<math>S</math>)</td> <td><math>U</math> és <math>V</math> állandó</td> <td><math>dS_{U,V} \geq 0</math> (nő)</td> </tr> <tr> <td>Entrópia (<math>S</math>)</td> <td><math>U</math> és <math>p</math> állandó</td> <td><math>dS_{U,p} \geq 0</math> (nő)</td> </tr> <tr> <td>Szabadenergia (<math>A</math>)</td> <td><math>T</math> és <math>V</math> állandó</td> <td><math>dA_{T,V} \leq 0</math> (csökken)</td> </tr> <tr> <td>Szabadentalpia (<math>G</math>)</td> <td><math>T</math> és <math>p</math> állandó</td> <td><math>dG_{T,p} \leq 0</math> (csökken)</td> </tr> </tbody> </table>	<i>Alkalmazható td-i potenciálfüggvény</i>	<i>Alkalmazandó körülmények</i>	<i>A változás iránya spontán folyamatban</i>	Belső energia ( $U$ )	$S$ és $V$ állandó	$dU_{S,V} \leq 0$ (csökken)	Entalpia ( $H$ )	$S$ és $p$ állandó	$dH_{S,p} \leq 0$ (csökken)	Entrópia ( $S$ )	$U$ és $V$ állandó	$dS_{U,V} \geq 0$ (nő)	Entrópia ( $S$ )	$U$ és $p$ állandó	$dS_{U,p} \geq 0$ (nő)	Szabadenergia ( $A$ )	$T$ és $V$ állandó	$dA_{T,V} \leq 0$ (csökken)	Szabadentalpia ( $G$ )	$T$ és $p$ állandó	$dG_{T,p} \leq 0$ (csökken)
<i>Alkalmazható td-i potenciálfüggvény</i>	<i>Alkalmazandó körülmények</i>	<i>A változás iránya spontán folyamatban</i>																				
Belső energia ( $U$ )	$S$ és $V$ állandó	$dU_{S,V} \leq 0$ (csökken)																				
Entalpia ( $H$ )	$S$ és $p$ állandó	$dH_{S,p} \leq 0$ (csökken)																				
Entrópia ( $S$ )	$U$ és $V$ állandó	$dS_{U,V} \geq 0$ (nő)																				
Entrópia ( $S$ )	$U$ és $p$ állandó	$dS_{U,p} \geq 0$ (nő)																				
Szabadenergia ( $A$ )	$T$ és $V$ állandó	$dA_{T,V} \leq 0$ (csökken)																				
Szabadentalpia ( $G$ )	$T$ és $p$ állandó	$dG_{T,p} \leq 0$ (csökken)																				
<p><b>szabadenergia (Helmholtz-függvény)</b> <b>Helmholtz energy</b></p>	<p><i>A szabadenergia (Helmholtz-függvény)</i> állapotfüggvény és extenzív mennyiség (mértékegysége <math>J</math>), melynek definíció egyenlete:</p> $A = U - TS$ <p>A szabadenergia (<math>A</math>) megváltozására <math>T</math> és <math>V</math> állandósága esetén érvényes:</p> $\Delta A = \Delta U - T\Delta S \leq w_e$ <p>ahol <math>w_e</math> az adott folyamat egyéb vagy másként hasznos munkája. Az egyenlőség reverzibilis folyamatra vonatkozik. Amennyiben a rendszer végez munkát, <math>w_e &lt; 0</math>, s így <math> \Delta A  \geq  w_e </math>. Ekkor tehát a szabadenergia változásának értéke megadja a hasznos munka felső korlátját.</p> <p>Hasznos munka nélküli (<math>w_e = 0</math>), ténylegesen végbemenő (spontán) folyamatokra <math>T</math> és <math>V</math> állandósága mellett</p> $\Delta A = \Delta U - T\Delta S \leq 0$ <p>A szabadenergia infinitezimális változása <math>T</math> és <math>V</math> változása esetén:</p> $dA = -pdV - SdT$																					
<p><b>szabadentalpia (Gibbs-függvény)</b> <b>Gibbs energy</b></p>	<p><i>A szabadentalpia (Gibbs-függvény)</i> állapotfüggvény és extenzív mennyiség (mértékegysége <math>J</math>), melynek definíció egyenlete:</p> $G = H - TS$ <p>A szabadentalpia (<math>G</math>) megváltozására <math>p</math> és <math>T</math> állandósága esetén érvényes:</p> $\Delta G = \Delta H - T\Delta S \leq w_e$ <p>ahol <math>w_e</math> az adott folyamat egyéb vagy másként hasznos munkája. Az egyenlőség reverzibilis folyamatra vonatkozik. Amennyiben a rendszer végez munkát, <math>w_e &lt; 0</math>, s így <math> \Delta G  \geq  w_e </math>. Ekkor tehát a szabadentalpia változásának értéke megadja a hasznos munka felső korlátját.</p>																					

	<p>Hasznos munka nélküli (<math>w_e = 0</math>), ténylegesen végbemenő (spontán) folyamatokra <math>p</math> és <math>T</math> állandósága mellett</p> $\Delta G = \Delta H - T\Delta S \leq 0$ <p>A szabadenergia infinitezimális változása <math>T</math> és <math>p</math> változása esetén:</p> $dG = Vdp - SdT$
<p><b>standard szabadentalpia, standard képződési szabadentalpia</b></p> <p><b>standard Gibbs energy, standard Gibbs energy of formation</b></p>	<p>A <i>standard szabadentalpia</i> (<math>G^\ominus</math>) a szabadentalpia értéke standard nyomáson és adott hőmérsékleten.</p> <p>A <i>standard képződési szabadentalpia</i> (<math>\Delta_f G^\ominus</math>) egy mól standard állapotú anyag referenciaállapotú elemeiből való képződésének reakció-szabadentalpiája (J/mol) standard nyomáson és adott hőmérsékleten.</p> <p>A referenciaállapotú elemek standard képződési szabadentalpiája nulla, <math>\Delta_f G^\ominus(\text{elem}) = 0</math>.</p>
<p><b>reakció-szabadentalpia, standard reakció-szabadentalpia</b></p> <p><b>Gibbs free energy of reaction, standard Gibbs energy of reaction</b></p>	<p>A <i>reakció-szabadentalpia</i> definíciója a reakcióentalpia és reakcióentrópia ismeretében állandó hőmérsékleten:</p> $\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta_r S$ <p>a <i>standard reakció-szabadentalpia</i> definíciója pedig:</p> $\Delta_r G^\ominus = \Delta_r H^\ominus - T\Delta_r S^\ominus$ <p>A standard reakció-szabadentalpia értékét gyakran a standard képződési szabadentalpiákból számítjuk ki:</p> $\Delta_r G^\ominus = \sum_j \nu_j \Delta_f G_j^\ominus$ <p>ahol <math>\nu_j</math> a <math>j</math>-edik anyagfajta sztöchiometriai együtthatója, <math>\Delta_f G_j^\ominus</math> pedig a <math>j</math>-edik anyagfajta standard (moláris) képződési szabadentalpiája az adott körülmények között (J/mol). A referenciaállapotú elemek standard képződési szabadentalpiája nulla, <math>\Delta_f G_j^\ominus(\text{elem}) = 0</math>.</p>
<p><b>kémiai potenciál</b></p> <p><b>chemical potential</b></p>	<p>A <i>kémiai potenciál</i> megadja, hogy mennyivel változik egy rendszer <math>G</math> szabadentalpiája állandó <math>p</math> nyomáson és <math>T</math> hőmérsékleten, ha a vizsgált <math>j</math>-edik anyagból pontosan 1 mólnyi adunk a rendszerhez, miközben az összes többi összetevő anyagmennyisége állandó marad.</p> <p>Mivel a kémiai potenciál értéke függ a rendszer összetételétől, pontosabb, ha a definíciót differenciális formában adjuk meg:</p> $\mu_j = \left( \frac{\partial G}{\partial n_j} \right)_{p,T,n'}$ <p>ahol <math>\mu_j</math> a <math>j</math>-edik anyagféleség kémiai potenciálja, az <math>n'</math> index pedig azt jelzi, hogy a <math>j</math>-edikétől eltérő összetevők anyagmennyisége állandó. A kémiai potenciál tehát az ún. parciális moláris szabadentalpia, s így intenzív mennyiség (J/mol).</p> <p>Tiszta anyagok kémiai potenciálja egyenlő a moláris</p>



	<p>szabadentalpiájukkal (<math>\mu_j = G_{m,j}</math>).</p> <p>Egy többkomponensű rendszer szabadentalpiájának változását tetszőleges folyamatban – az összetétel megváltozását is figyelembe véve – a <i>kémiai termodinamika alapvető egyenletével</i> adhatjuk meg:</p> $dG = Vdp - SdT + \sum_j \mu_j dn_j$ <p>Az <i>önként lejátszódó folyamatok</i> irányát állandó nyomáson és hőmérsékleten, egyéb vagy hasznos munka hiányában a szabadentalpia csökkenésének iránya jelöli ki (<math>dG &lt; 0</math>), az egyensúlyt pedig <math>G</math> minimum értéke jellemezi (<math>dG = 0</math>). Így a <i>kémiai egyensúly feltétele</i> állandó nyomáson és hőmérsékleten, egyéb vagy hasznos munka hiányában:</p> $dG_{p,T} = \sum_j \mu_j dn_j = 0$
<p><b>tökéletes gáz kémiai potenciálja</b>  <b>chemical potential of ideal gas</b></p>	<p>Mivel tökéletes gázra</p> $G_m = G_m^\theta + RT \ln \frac{p}{p^\theta}$ <p>ezért a <i>tökéletes gáz kémiai potenciálja</i> <math>\mu = G_m</math>, azaz</p> $\mu = \mu^\theta + RT \ln \frac{p}{p^\theta}$ <p>ahol <math>\mu^\theta = G_m^\theta</math> a tökéletes gáz standard kémiai potenciálja.</p>
<p><b>reális gáz kémiai potenciálja, fugacitás, fugacitási együttható</b>  <b>chemical potential of real gases, fugacity, fugacity coefficient</b></p>	<p>A <i>reális gáz kémiai potenciálja</i></p> $\mu = \mu^\theta + RT \ln \frac{f}{p^\theta}$ <p>ahol <math>f = \gamma p</math> az ún. <i>fugacitás</i> (szökési hajlam), <math>\gamma</math> pedig a nyomástól függő <i>fugacitási együttható</i>. Ha <math>\gamma &lt; 1</math>, akkor a reális gáz részecskéi között uralkodó kölcsönhatás a vonzás, ha <math>\gamma &gt; 1</math>, akkor pedig a taszítás. A fugacitási együttható értéke a <math>Z</math> kompresszibilitási együttható nyomásfüggésének ismeretében számítható.</p>
<p><b>reális gáz standard állapota</b>  <b>standard state of a real gas</b></p>	<p>A <i>reális gáz standard állapota</i> nem az <math>f = 1</math> bar, mert ez különböző reális gázra különböző nyomáson teljesül. A definíció egyenletet átalakítjuk:</p> $\mu = \mu^\theta + RT \ln \frac{f}{p^\theta} = \mu^\theta + RT \ln \frac{p}{p^\theta} + RT \ln \gamma$ <p>s így a reális gáz standard állapotát olyan hipotetikus állapotként definiáljuk, amelyben a gáz nyomása <math>p^\theta</math> és tökéletesként viselkedik (<math>\gamma = 1</math>).</p>
<p><b>fázisegyensúly</b>  <b>phase equilibrium</b></p>	<p>A <i>fázisegyensúly</i> a tiszta anyagok különböző fázisai között fennálló termodinamikai egyensúly zárt rendszerben (pl. <math>dG_{p,T} = 0</math>).</p>

	Az állandó nyomáson és hőmérsékleten megvalósuló <i>fázisegyensúly feltétele</i> az, hogy a vizsgált tiszta anyag kémiai potenciálja a rendszer minden fázisában azonos legyen ( $\mu(1) = \mu(2) = \dots$ ) függetlenül a fázisok számától.
<b>gőznyomás</b> <b>vapour pressure</b>	A <i>gőznyomás</i> egy légnemű anyag (parciális) nyomása az anyag kritikus hőmérséklete alatti hőmérsékleten.
<b>telített gőznyomás</b> <b>vapour pressure at equilibrium</b>	A <i>telített gőznyomás</i> a folyadékfázissal termodinamikai egyensúlyban lévő gőzfázis nyomása zárt rendszerben. Tiszta anyag telített gőznyomása a hőmérséklet emelésével exponenciálisan nő mindaddig, amíg az ún. kritikus hőmérsékletet el nem érjük. A kritikus hőmérséklet fölött folyadék halmazállapot nem létezik, az anyag tisztán gáz halmazállapotú, s így a folyadék-gőz egyensúly nem értelmezhető.
<b>szublimációs nyomás</b> <b>sublimation vapour pressure</b>	A <i>szublimációs nyomás</i> a szilárd fázissal termodinamikai egyensúlyban lévő gőzfázis nyomása zárt rendszerben. Tiszta anyag szublimációs nyomása a hőmérséklet emelésével exponenciálisan nő mindaddig, amíg az ún. hármaspontot el nem érjük. A hármaspont fölötti hőmérsékleten szilárd-gőz egyensúly nem lehetséges.
<b>forráspont</b> <b>boiling point</b>	Az adott külső nyomáshoz tartozó <i>forráspont</i> ( $T_b$ ) az a hőmérséklet, amelyen a folyadék telített gőznyomása eléri a külső nyomást. Nyitott edényben történő melegítéskor a forrásponton a párolgás a folyadék egészére (a belsejét is beleértve) kiterjed, a folyadék forr.  A forrásponton az egyensúlyban lévő folyadék ( $l$ ) és gőz ( $g$ ) fázisok kémiai potenciálja azonos, $\mu(l) = \mu(g)$ .  Ha a külső nyomás 1 atm, akkor a forráspontot <i>normális forráspontnak</i> , ha a külső nyomás 1 bar, akkor <i>standard forráspontnak</i> nevezzük.
<b>olvadáspont, fagyáspont</b> <b>melting point, freezing point</b>	Az <i>olvadáspont</i> ( $T_f$ ) az a hőmérséklet, amelynél az adott nyomáson a szilárd ( $s$ ) és folyadék fázisok ( $l$ ) együtt vannak jelen és egyensúlyban vannak, $\mu(s) = \mu(l)$ . A <i>fagyáspont</i> - értelemszerűen - megegyezik az olvadásponttal.  Ha a külső nyomás 1 atm, akkor az olvadási hőmérsékletet <i>normális olvadáspontnak</i> , ha a külső nyomás 1 bar, akkor <i>standard olvadáspontnak</i> nevezzük.
<b>Clausius–Clapeyron-egyenlet</b> <b>Clausius–Clapeyron equation</b>	A <i>párolgásra (a folyadék–gőz fázishatárra) vonatkozó Clausius–Clapeyron-egyenlet</i> : $\frac{d \ln p}{dT} = \frac{\Delta_{\text{vap}} H^\theta}{RT^2}$ ahol $p$ a telített gőznyomás, $T$ a hőmérséklet, és $\Delta_{\text{vap}} H^\theta$ pedig a folyadék standard moláris párolgáshője (J/mol).

Integrált alakban, állandó párolgáshőt feltételezve

$$\ln \frac{p_2}{p_1} = -\frac{\Delta_{\text{vap}}H^\theta}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

A szublimációra (a szilárd-gőz fázishatárra) vonatkozó Clausius-Clapeyron-egyenlet:

$$\frac{d \ln p}{dT} = \frac{\Delta_{\text{sub}}H^\theta}{RT^2}$$

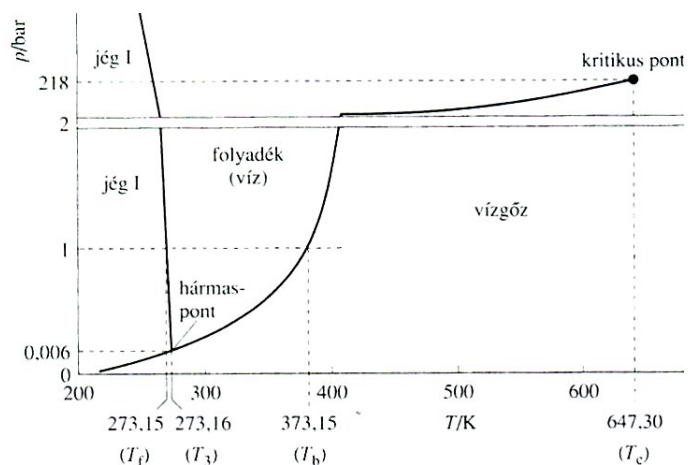
ahol  $p$  a szublimációs gőznyomás,  $T$  a hőmérséklet, és  $\Delta_{\text{sub}}H^\theta$  a standard moláris szublimációshő (J/mol).

Integrált alakban, állandó szublimációshőt feltételezve

$$\ln \frac{p_2}{p_1} = -\frac{\Delta_{\text{sub}}H^\theta}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

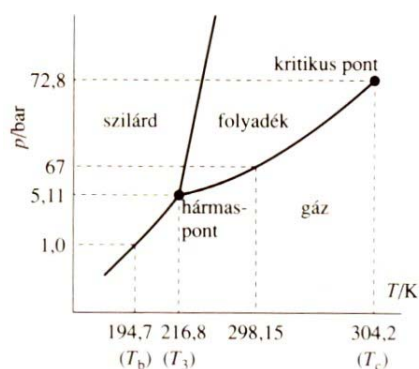
**víz fázisdiagramja, szén-dioxid fázisdiagramja**  
**phase diagram for water and carbon dioxide**

A víz fázisdiagramja



$T_f$ - fagyáspont,  $T_3$ - hármaspont,  $T_b$ - forráspont,  $T_c$ - kritikus hőmérséklet

A szén-dioxid fázisdiagramja



	<p><math>T_b</math> - a „száraz jég forráspontja”, <math>T_3</math> - hármaspont, <math>T_c</math> - kritikus hőmérséklet</p> <p>A víz fázisdiagramjában a légköri nyomáshoz tartozó vízszintes egyenes a hármaspont fölött fut, a széndioxid fázisdiagramjában pedig alatta. Ezért a jég légköri nyomáson melegítve előbb megolvad, majd az így képződő víz elpárolog. A szén-dioxid viszont légköri nyomáson melegítve szilárd állapotból azonnal légnemű halmazállapotba megy át. További fontos különbség a két diagram között, hogy a szén-dioxid olvadáspont-görbéje – az anyagok többségéhez hasonlóan – jobbra dől, a vízé pedig balra. Ez utóbbival lehet magyarázni azt a kísérleti tapasztalatot, hogy a víz olvadáspontja a nyomás növelésével csökken.</p>
<b>elegy mixture</b>	Az <i>elegy</i> makroszkopikusan homogén, molekulárisan diszperz többkomponensű rendszer. Két vagy több anyag <i>korlátlan elegyedés</i> során tetszőleges arányban, <i>korlátozott elegyedés</i> során pedig csak meghatározott arányoknál képez elegyet.
<b>elegy összetételének jellemezése characterization of the composition of a mixture</b>	Az <i>elegy összetételét</i> különböző koncentráció jellegű mennyiségekkel (pl. tömegszázalék, mólszázalék, móltört, molalitás és molaritás) jellemezhetjük.
<b>oldat solution</b>	Az <i>oldat</i> olyan elegy, amelyben az egyik anyag (az <i>oldószer</i> ) koncentrációja sokkal nagyobb a többiekénél ( <i>oldott anyagok</i> ). Egy oldott anyag adott körülmények között lehetséges maximális elegy- vagy oldatbeli koncentrációját <i>oldhatóságnak</i> nevezzük. Az oldhatóságot a telített oldat aktivitásával is jellemezhetjük.
<b>ideális elegy ideal mixture</b>	<p><i>Ideális elegy</i> az olyan elegy, amelyben a különböző anyagi minőségű részecskék között ugyanakkora az átlagos kölcsönhatás, mint az elegyet alkotó összetevők részecskéi közötti kölcsönhatás tiszta állapotban. Ebből következően az állandó nyomású és hőmérsékletű elegyedés során a rendszer teljes entalpiája nem változik, az <i>elegyedési entalpia</i> nulla (<math>\Delta H_{\text{mix}} = 0</math>). Ugyancsak nulla az elegyedési térfogat is (<math>\Delta V_{\text{mix}} = 0</math>). (Feltesszük, hogy az elegyedéskor nincs halmazállapot-változás.)</p> <p>Az ideális elegy képződésével járó szabadentalpia-változás, az <i>elegyedési szabadentalpia</i>:</p> $\Delta G_{\text{mix}} = nRT \sum_i x_i \ln x_i < 0,$ <p>az ideális elegy képződésével járó entrópiaváltozás, az <i>elegyedési entrópia</i> pedig:</p> $\Delta S_{\text{mix}} = -nR \sum_i x_i \ln x_i > 0$ <p>ahol <math>x_i</math> az <math>i</math>-edik anyagféleség móltörtje. A</p> $\Delta G_{\text{mix}} = \Delta H_{\text{mix}} - T\Delta S_{\text{mix}}$

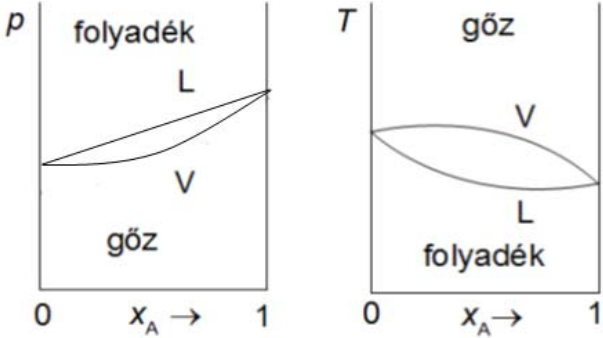
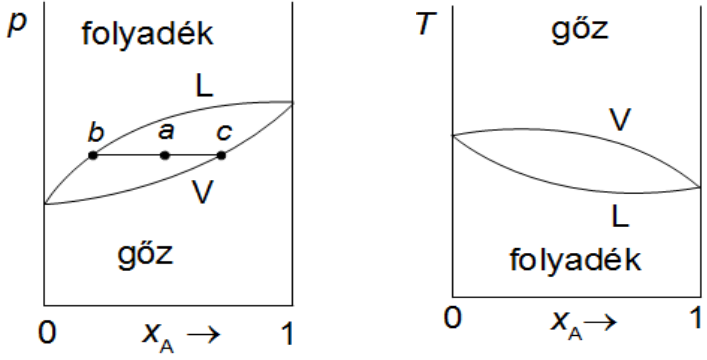
	<p>képlet alapján tehát az elegyedés „hajtóereje” teljes egészében az entrópia növekedéséből származik, mert az elegyben nagyobb a rendezetlenség, mint a tiszta anyagokban.</p>
<p><b>reális elegy</b> <b>real mixture</b></p>	<p><i>Reális elegy</i> az olyan elegy, amelyben a különböző anyagi minőségű részecskék közötti átlagos kölcsönhatás eltér az elegyet alkotó összetevők részecskéi közötti tiszta állapotbeli kölcsönhatástól. Ebből következően az <i>elegyedési entalpia</i> nem nulla (<math>\Delta H_{\text{mix}} \neq 0</math>), és az ideális elegyekre fentebb megadott termodinamikai összefüggések sem teljesülnek. Az <i>elegyedési térfogat</i> is nullától eltérő (<math>\Delta V_{\text{mix}} \neq 0</math>).</p>
<p><b>parciális moláris mennyiségek</b> <b>partial molar properties</b></p>	<p>Egy <i>parciális moláris mennyiség</i> megadja egy extenzív mennyiség (<math>Y</math>) értékének megváltozását állandó <math>p</math> nyomáson és <math>T</math> hőmérsékleten, ha a vizsgált <math>j</math>-edik anyagtól pontosan 1 mólnyi adunk a rendszerhez, miközben az összes többi összetevő anyagmennyisége állandó marad. A parciális moláris mennyiségek intenzív mennyiségek.</p> <p>Mivel a parciális moláris mennyiség értéke függ a vizsgált rendszer összetételétől, pontosabb, ha a definíciót differenciális formában adjuk meg:</p> $Y_j = \left( \frac{\partial Y}{\partial n_j} \right)_{p,T,n'}$ <p>ahol <math>Y_j</math> a <math>j</math>-edik anyagfélésekre vonatkozó parciális moláris mennyiség (térfogat, szabadentalpia, stb.), <math>n'</math> index pedig azt jelzi, hogy a <math>j</math>-edikről eltérő összetevők anyagmennyisége állandó.</p> <p>Egy extenzív állapotfüggvény (<math>Y</math>) elegyre vonatkozó értéke az elegy összetétele és a parciális moláris mennyiségek ismeretében egyszerű súlyozott összegként számítható:</p> $Y = \sum_j n_j Y_j$ <p>ahol <math>n_j</math> a <math>j</math>-edik anyagféléselegybeli anyagmennyisége. Egy mól elegyre:</p> $Y_e = \sum_j x_j Y_j$ <p>ahol <math>Y_e</math> az extenzív állapotfüggvény moláris értéke, <math>x_j</math> a <math>j</math>-edik anyagféléselegybeli móltörtje.</p> <p>Az elegyben a parciális moláris mennyiségek nem változhatnak egymástól függetlenül. Ezt írja le a <i>Gibbs–Duhem-egyenlet</i>:</p> $\sum_j n_j dY_j = 0$
<p><b>kémiai potenciál, aktivitás,</b> <b>aktivitási együttható</b> <b>chemical potential, activity,</b></p>	<p>A <i>kémiai potenciál</i> a parciális moláris szabadentalpia, melyet a következőképpen definiáljuk:</p>

<p><b>activity coefficient</b></p>	$\mu_j = \left( \frac{\partial G}{\partial n_j} \right)_{p,T,n'}$ <p>A kémiai potenciál alkalmazását az ideális és reális gázokra korábban tárgyaltuk.</p> <p>Az <i>aktivitás</i> (<math>a</math>) bevezetésével az ideális elegyekre és ideálisan híg oldatokra definiált termodinamikai egyenletek formálisan a reális elegyekre és oldatokra is érvényessé válnak. Az aktivitást a reális esetben a koncentráció helyére írjuk be. Standard állapotban az aktivitás <math>a = 1</math>.</p> <p><u>Ideális folyadékelegy</u> esetén az oldószer (A) kémiai potenciálja</p> $\mu_A(l) = \mu_A^*(l) + RT \ln x_A$ <p>ahol <math>x_A</math> az oldószer móltörtje, <math>\mu_A(l)</math> az oldószer kémiai potenciálja az adott összetételű elegyben, <math>\mu_A^*(l)</math> a tiszta oldószer kémiai potenciálja.</p> <p><u>Reális folyadékelegy</u> esetén az oldószer (A) kémiai potenciálja</p> $\mu_A(l) = \mu_A^*(l) + RT \ln a_A$ <p>ahol <math>a_A = \gamma_A x_A</math> az oldószer <i>aktivitása</i>, <math>\gamma_A</math> pedig az ún. <i>aktivitási együttható</i>.</p> <p>Az oldószerre vonatkozó standard állapot a tiszta oldószer:</p> $a_A \rightarrow x_A \text{ és } \gamma_A \rightarrow 1, \text{ amint } x_A \rightarrow 1.$ <p><u>Ideálisan híg oldat</u> esetén az oldott anyag (B) kémiai potenciálja</p> $\mu_B(l) = \mu_B^\dagger(l) + RT \ln x_B$ <p>ahol <math>x_B</math> az oldott anyag móltörtje, <math>\mu_B(l)</math> az oldott anyag kémiai potenciálja az adott összetételű elegyben, <math>\mu_B^\dagger(l)</math> pedig a tiszta oldott anyag kémiai potenciáljából származtatott összetett mennyiség (lásd a Henry-törvény tárgyalásánál).</p> <p><u>Reális oldat</u> esetén az oldott anyag (B) kémiai potenciálja</p> $\mu_B(l) = \mu_B^\dagger(l) + RT \ln a_B$ <p>ahol <math>a_B = \gamma_B x_B</math> az oldott anyag <i>aktivitása</i>, <math>\gamma_B</math> pedig az ún. <i>aktivitási együttható</i>.</p> <p>Az oldott anyagra vonatkozó standard állapot:</p> $a_B \rightarrow x_B \text{ és } \gamma_B \rightarrow 1, \text{ amint } x_B \rightarrow 0.$
<p><b>Raoult-törvény</b> <b>Raoult's law</b></p>	<p>A <i>Raoult-törvény</i> kimondja, hogy az ideális folyadékeleggyel egyensúlyban lévő gőztérben az <math>i</math>-edik anyagfészeség <math>p_i</math> parciális nyomása</p> $p_i = x_i p_i^*$ <p>ahol <math>x_i</math> az <math>i</math>-edik anyagfészeség móltörtje a folyadékfázisban, <math>p_i^*</math> pedig a tiszta <math>i</math>-edik anyagfészeség telített gőznyomása az adott hőmérsékleten.</p> <p>A Raoult-törvény alapján például az A és B anyagfajtákat tartalmazó</p>

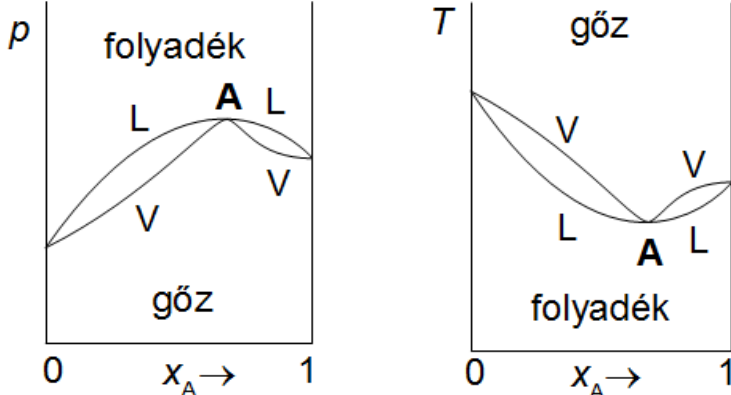
	<p>ideális elegy feletti egyensúlyi gőztér <math>p</math> össznyomása</p> $p = x_A p_A^* + x_B p_B^*$ <p>ahol <math>x_A</math> és <math>x_B</math> a móltörtek az egyensúlyi folyadékfázisban, <math>p_A^*</math> és <math>p_B^*</math> pedig a telített gőznyomások az adott hőmérsékleten.</p>
<p><b>Henry-törvény</b> <b>Henry's law</b></p>	<p>A <i>Henry-törvény</i> a reális elegyekre (ideálisan híg oldatokra) vonatkozó, az oldott anyagra (B) érvényes összefüggés állandó hőmérsékleten:</p> $p_B = x_B K_B$ <p>ahol <math>p_B</math> az oldott anyag parciális gőznyomása a reális eleggyel egyensúlyban lévő gőzfázisban, <math>x_B</math> az oldott anyag móltörtje az egyensúlyi folyadékfázisban, <math>K_B</math> pedig egy nyomásdimenziójú állandó (az ún. Henry-féle állandó). A reális elegyek (ideálisan híg oldatok) kémiai potenciálját definiáló egyenletben (lásd korábban) szereplő <math>\mu_B^\dagger(l)</math> szoros kapcsolatban áll a Henry-féle állandóval:</p> $\mu_B^\dagger(l) = \mu_B^*(l) + RT \ln \frac{K_B}{p_B^*}$ <p>ahol <math>\mu_B^*(l)</math> a tiszta oldott anyag kémiai potenciálja, <math>p_B^*</math> pedig az oldott anyag telített gőznyomása az adott hőmérsékleten</p>
<p><b>telített oldat aktivitásának hőmérsékletfüggése</b> <b>temperature dependence of solubility</b></p>	<p>A <i>telített oldat aktivitásának (oldhatóságának) hőmérsékletfüggése</i> állandó nyomáson a következő differenciális formában felírt egyenlet alapján számolható:</p> $\frac{d \ln a}{dT} = \frac{\Delta_{\text{sol}} H^\theta}{RT^2}$ <p>ahol <math>a</math> a telített oldat aktivitása, <math>\Delta_{\text{sol}} H^\theta</math> pedig az oldott anyag ún. differenciális oldáshője, azaz az oldott anyag parciális moláris entalpiája a telített oldatban mínusz a moláris entalpiája a tiszta állapotban. Szilárd anyag ideális oldódásakor <math>\Delta_{\text{sol}} H^\theta = \Delta_{\text{fus}} H^\theta</math>, ahol <math>\Delta_{\text{fus}} H^\theta</math> az oldott anyag moláris olvadáshője (J/mol).</p>
<p><b>telített oldat aktivitásának nyomásfüggése</b> <b>pressure dependence for solubility</b></p>	<p>A <i>telített oldat aktivitásának (oldhatóságának) nyomásfüggésére</i> vonatkozó egyenlet állandó hőmérsékleten:</p> $\frac{d \ln a}{dp} = - \frac{\Delta_{\text{sol}} V}{RT}$ <p>ahol <math>\Delta_{\text{sol}} V</math> az oldódással járó moláris térfogatváltozás, azaz az oldott anyag parciális moláris térfogata a telített oldatban mínusz a tiszta anyag moláris térfogata.</p>
<p><b>oldhatósági szorzat</b> <b>solubility product</b></p>	<p>Az <i>oldhatósági szorzat</i> (<math>K_{\text{sol}}</math>) egy adott vegyület oldási egyensúlyához – mint heterogén egyensúlyhoz – tartozó egyensúlyi állandó. Például az <math>\text{Ag}_2\text{SO}_4</math> esetében</p> $\text{Ag}_2\text{SO}_4(s) \rightleftharpoons 2\text{Ag}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$ <p>és</p>

	$K_{\text{sol}} = a^2(\text{Ag}^+(\text{aq})) a(\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}))$ <p>ahol <math>a</math> aktivitást jelöl.</p>
<b>kolligatív sajátságok:</b> <b>forráspont-emelkedés,</b> <b>fagyáspontcsökkenés,</b> <b>ozmózis</b>  <b>colligative properties:</b> <b>elevation of boiling point,</b> <b>depression of freezing point,</b> <b>osmosis</b>	<p>A <i>kolligatív sajátságok</i> a híg oldatok olyan sajátságai, amelyek adott oldószer esetén csak az oldott részecskék számától (anyagmennyiségétől) függenek, és függetlenek az oldott anyag anyagi minőségétől. Ilyen sajátságok a forráspont-emelkedés, a fagyáspontcsökkenés és az ozmózis.</p> <p>A híg oldat forráspontja (<math>T</math>) adott nyomáson magasabb, mint a tiszta oldószeré (<math>T^*</math>), ha csak az oldószer párolog, az oldott anyag nem. A <i>forráspont-emelkedésre</i> (<math>\Delta T = T - T^*</math>) érvényes egyenlet:</p> $\Delta T = \left( \frac{RT^{*2}M}{\Delta_{\text{vap}}H} \right) m_B = K_b m_B$ <p>ahol <math>M</math> az oldószer móltömege, <math>\Delta_{\text{vap}}H</math> az oldószer moláris párolgáshője, <math>m_B</math> pedig az oldott B anyag molalitása. <math>K_b</math> az ún. ebulioszkópos állandó.</p> <p>A híg oldat fagyáspontja (<math>T</math>) adott nyomáson alacsonyabb, mint a tiszta oldószeré (<math>T^*</math>), ha csak az oldószer fagy ki, az oldott anyag nem. A <i>fagyáspontcsökkenésre</i> (<math>\Delta T = T^* - T</math>) érvényes egyenlet:</p> $\Delta T = \left( \frac{RT^{*2}M}{\Delta_{\text{fus}}H} \right) m_B = K_f m_B$ <p>ahol <math>M</math> az oldószer móltömege, <math>\Delta_{\text{fus}}H</math> az oldószer moláris olvadáshője, <math>m_B</math> pedig az oldott B anyag molalitása. <math>K_f</math> az ún. kriozkópos állandó.</p> <p>Az <i>ozmózis</i> (görög szó, jelentése: nyomás) az a jelenség, melynek során a tiszta oldószer egy <i>féligáteresztő</i> (szemipermeábilis) hártával elválasztott oldatba spontán folyamatban átkerül. A hártya féligáteresztő tulajdonság azt jelenti, hogy csak az oldószer molekuláit engedi át, az oldott anyag molekuláit nem.</p> <p>Az <i>ozmózisnyomás</i> az oldószer féligáteresztő hártán történő átjutásának megakadályozásához szükséges, az oldatra gyakorolt külső nyomás. Értéke a van't Hoff- egyenletből számítható:</p> $\Pi V = n_B RT$ <p>ahol <math>\Pi</math> az ozmózisnyomás, <math>V</math> az oldószer térfogata, <math>n_B</math> az oldott anyag anyagmennyisége, <math>T</math> pedig az oldat hőmérséklete. Bevezetve a <math>[B] = \frac{n_B}{V}</math> jelölést az oldott anyag moláris koncentrációjára, az egyenlet egyszerűsíthető:</p> $\Pi = [B]RT$ <p>A <i>kolligatív sajátságok értelmezése a kémiai potenciál alkalmazásával</i>: A kolligatív sajátságok abból származnak, és abból vezethetők le, hogy a folyékony A oldószer kémiai potenciálját az oldott B anyag jelenléte csökkenti. A csökkenés a tiszta oldószer <math>\mu_A^*(l)</math> értékétől az <math>x_A</math> oldószer móltörtű oldat <math>\mu_A(l) = \mu_A^*(l) + RT \ln x_A</math> értékéig tart, miközben az</p>



	<p>oldószer gőz és a szilárd állapotú formájának kémiai potenciálja nem változik, mert - feltevés szerint - az oldott B anyag nem párolog és nem is fagy ki az oldatból. Egyensúlyban az oldószer kémiai potenciálja a híg oldatban és a tiszta fázisban megegyezik, ami az egyes jelenségeknél csak a forráspont, olvadáspont és az oldatbeli nyomás megváltozásával lehetséges.</p>
<p><b>gőznyomás–összetétel, forráspont–összetétel diagramok ideális elegyekre</b>  <b>vapour pressure-composition, boiling point-composition diagrams for ideal mixtures</b></p>	<p><i>Gőznyomás–összetétel diagram ideális elegyre (T = állandó)</i>      <i>Forráspont–összetétel diagram ideális elegyre (p = állandó)</i></p>  <p><math>x_A</math> az illékonyabb anyagféleség móltörtje, amely az L görbe esetén a folyadékbeli, a V görbe esetén a gőzbeli móltörtet jelenti  L (folyadékfázis, liquid), V (gőzfázis, vapour)</p>
<p><b>gőznyomás–összetétel, forráspont–összetétel diagramok reális elegyekre</b>  <b>vapour pressure-composition, boiling point-composition diagrams for real mixtures</b></p>	<p><i>Gőznyomás–összetétel diagram reális elegyre (T = állandó)</i>      <i>Forráspont–összetétel diagram a reális elegyek egyik típusára (p = állandó)</i></p>  <p><math>x_A</math> az illékonyabb anyagféleség móltörtje, amely az L görbe esetén a folyadékbeli, a V görbe esetén a gőzbeli móltörtet jelenti  L (folyadékfázis, liquid), V (gőzfázis, vapour)</p>
<p><b>korlátlanul elegyedő folyadékok párolgása</b></p>	<p>A korlátlanul elegyedő reális folyadékelegyek állandó nyomáson történő melegítés hatására elérhetik forráspontjukat. A forráspont-összetétel diagram L és V görbéiből leolvasható, hogy az egyensúlyi</p>

<b>evaporation of miscible liquids</b>	gőzfázis mindig dúsabb az illékonyabb komponensben (a később tárgyalandó azeotróp elegyeknél ez csak bizonyos koncentráció-tartományban teljesül).
<b>desztilláció distillation</b>	Az egyszerű <i>desztilláció</i> során a gőzt elvezetjük és lecsapjuk. A <i>frakcionált desztilláció</i> során a forralási és kondenzálási lépéseket egymást követően és többször megismétlik mindaddig, amíg a kondenzátumban a kívánt összetételt el nem érik.
<b>azeotróp elegy azeotropes</b>	<p>Az <i>azeotróp</i> elegy meghatározott forrásponton változatlan összetétellel desztilláló folyadékelegy, tehát itt a forráspont-diagramon az L és V görbének van közös pontja.</p> <p style="text-align: center;"><i>Magas forráspontú azeotróp elegy</i></p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div data-bbox="596 786 970 853" style="text-align: center;"> <p><i>Gőznyomás–összetétel diagram</i> (<math>T = \text{állandó}</math>)</p> </div> <div data-bbox="1015 786 1382 853" style="text-align: center;"> <p><i>Forráspont–összetétel diagram</i> (<math>p = \text{állandó}</math>)</p> </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div data-bbox="596 882 890 1256" style="text-align: center;"> </div> <div data-bbox="1015 882 1292 1256" style="text-align: center;"> </div> </div> <p style="text-align: center;"><math>x_A</math> az illékonyabb anyagféleség móltörtje, az L görbe esetében a folyadékbeli móltört, a V görbe esetében pedig a gőzbeli L (folyadékfázis, liquid), V (gőzfázis, vapour)      A - azeotróp elegy</p> <p style="text-align: center;"><i>Alacsony forráspontú azeotróp elegy</i></p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div data-bbox="596 1503 970 1570" style="text-align: center;"> <p><i>Gőznyomás–összetétel diagram</i> (<math>T = \text{állandó}</math>)</p> </div> <div data-bbox="1015 1503 1382 1570" style="text-align: center;"> <p><i>Forráspont–összetétel diagram</i> (<math>p = \text{állandó}</math>)</p> </div> </div>

	 <p style="text-align: center;"> <math>x_A</math> az illékonyabb anyagféleség móltörtje, az L görbe esetében a folyadékbeli móltört, a V görbe esetében pedig a gőzbeli L (folyadékfázis, liquid), V (gőzfázis, vapour)  A - azeotróp elegy </p>
<b>Gibbs-féle fázistörvény</b> <b>Gibbs phase rule</b>	<p>A <i>Gibbs-féle fázistörvény</i> bármilyen összetételű rendszerre általánosan érvényes összefüggés a szabadsági fokok <math>Sz</math> száma, a komponensek <math>K</math> száma és az egyensúlyi fázisok <math>F</math> száma között:</p> $Sz = K - F + 2$ <p>A szabadsági fokok száma (<math>Sz</math>) azon <i>intenzív</i> mennyiségek (<math>p, T, x_i</math>) száma, amelyeket egymástól függetlenül változtathatunk anélkül, hogy egy egyensúlyi rendszerben megváltozna a fázisok száma.</p> <p>A komponensek száma (<math>K</math>) a rendszert alkotó anyagi minőségek azon minimális száma, ami ahhoz szükséges, hogy a rendszerben lévő valamennyi fázis összetételét megadjuk.</p> <p>A fázisok száma (<math>F</math>) egy anyagi rendszer makroszkopikus méretű, azonos fizikai tulajdonságokkal bíró részeinek a száma.</p> <p>Egy fázis egy vagy több komponensből is állhat, és egy komponens több fázisban is jelen lehet.</p> <p>A fázistörvény értelmezése a kémiai potenciálok alkalmazásával azt jelenti, hogy a <math>K</math> komponensű és <math>F</math> fázisú rendszert állandó <math>p</math> nyomáson és <math>T</math> hőmérsékleten leíró <math>[F(K-1) + 2]</math> darab intenzív változó számát a termodinamikai egyensúlyok figyelembe vételével csökkenteni tudjuk. Ugyanis, egyensúlyban tetszőleges komponens kémiai potenciáljának azonosnak kell lennie mindegyik fázisban. Mivel ez pontosan <math>[K(F-1)]</math> számú egyenletet jelent, a leíró intenzív mennyiségek számát ennyivel kell csökkenteni. Így adódik végeredményként a Gibbs-féle fázistörvény.</p>
<b>elegyek viselkedése a fagyáspont környezetében: eutektikumok képződése</b> <b>behavior of mixtures close to</b>	<p>Adott nyomáson szilárd- (A vagy B anyag) és folyadékfázis (B + A anyagok) egyaránt jelen lehetnek egy fagyásponti hőmérsékletű rendszerben. Ilyenkor a további hűtés hatására még több szilárd anyag válik ki, miközben a folyadékfázis dúsul a másik komponensben. Ezzel szemben az <i>eutektikus</i> összetételű folyadékelegy (olvadék) egy jól</p>

<p><b>the freezing point: eutectics</b></p>	<p>meghatározott hőmérsékleten fagy meg, anélkül, hogy előzőleg szilárd A vagy B válna ki.</p> <p>A megszilárdult eutektikum összetétele megegyezik a kiindulási folyadékelegy összetételével. Az eutektikus összetételű szilárd anyag pedig úgy olvad meg, hogy összetétele nem változik. Ez a legalacsonyabb hőmérsékletű olvadék.</p>
<p><b>kémiai egyensúly chemical equilibrium</b></p>	<p><i>Kémiai egyensúly</i>nak nevezzük azt az állapotot, amely valamely megfordítható kémiai folyamat végeredményeként jön létre. Ebben az állapotban a rendszer makroszkopikusan változatlan, kémiai összetétele állandó, mikroszkopikusan azonban dinamikus, azaz az ellentétes irányú kémiai reakciók folyamatosan lejátszódnak, de sebességük egyenlő.</p> <p>Az ún. <i>részletes egyensúly elve</i> kimondja, hogy több, kapcsolt kémiai reakció együttes lejátszódása esetén a teljes rendszer kémiai egyensúlya úgy valósul meg, hogy külön-külön mindegyik részreakció is egyensúlyban van, azaz nettó sebessége nulla.</p> <p>Az önként lejátszódó kémiai reakciók irányát állandó nyomáson és hőmérsékleten, egyéb vagy hasznos munka hiányában a szabadentalpia csökkenésének iránya jelöli ki (<math>dG &lt; 0</math>), az egyensúlyban pedig <math>G</math> értékének minimuma van (<math>dG = 0</math>).</p> <p>Így a <i>kémiai egyensúly feltétele</i> állandó nyomáson és hőmérsékleten, egyéb vagy hasznos munka hiányában:</p> $dG_{p,T} = \sum_j \mu_j dn_j = 0$
<p><b>reakciókoordináta extent of reaction</b></p>	<p>A <i>reakciókoordináta</i> (<math>\xi</math>) egy kémiai reakció előrehaladásának mértéke. Segítségével a <math>j</math>-edik anyagféleség anyagmennyiségének változása (<math>dn_j</math>) az adott kémiai reakcióban a következő definícióegyenlettel számítható:</p> $dn_j = \nu_j d\xi$ <p>ahol <math>\nu_j</math> a <math>j</math>-edik anyagféleség sztöchiometriai együtthatója az adott reakcióban, <math>d\xi</math> pedig a reakciókoordináta változása. A definíciónak megfelelően a reakciókoordináta mértékegysége is mol!</p> <p>A tiszta reaktáns állapotból (<math>\xi_{\min} = 0</math>) kiindulva a reakciókoordináta értéke a reakció előrehaladásával növekszik a dinamikus egyensúlyi állapot (eq) eléréséig, s ekkor <math>\xi = \xi_{\text{eq}}</math>. Ezzel ellentétben, a tiszta termék állapotból kiindulva (<math>\xi_{\max} &gt; \xi_{\text{eq}} &gt; 0</math>) a visszafelé irányuló folyamatban a reakciókoordináta értéke csökken az előzővel azonos dinamikus egyensúlyi állapot (<math>\xi = \xi_{\text{eq}}</math>) eléréséig.</p>
<p><b>reakció-szabadentalpia és a spontán folyamatok iránya reaction Gibbs free energy</b></p>	<p>A reakcióelegy egy meghatározott összetételére vonatkozó <i>reakció-szabadentalpiát</i> (jele <math>\Delta_r G</math>) a Gibbs-függvény reakciókoordináta szerinti változásának mértékével (a függvény meredekségével) definiáljuk:</p>

<p><b>and the spontaneity of a reaction</b></p>	$\Delta_r G = \left( \frac{\partial G}{\partial \xi} \right)_{p,T} = \sum_j \nu_j \mu_j$ <p>ahol <math>\nu_j</math> a <math>j</math>-edik anyagféleség sztöchiometriai együtthatója a reakcióban, <math>\mu_j</math> pedig a kémiai potenciálja az adott körülmények (nyomás, hőmérséklet és összetétel) között.</p> <p>A reakció-szabadentalpia nem szabadentalpia és nem is a teljes rendszer szabadentalpia-változása! Mértékegysége J/mol. Definíciója csak akkor egyértelmű, ha megadjuk azt a reakcióegyenletet is, amelyre vonatkozik. Ugyanazt a kémiai folyamatot más sztöchiometriai egyenlettel megadva a reakció-szabadentalpia értéke is megváltozik.</p> <p>Egyensúlyban <math>(\Delta_r G)_{eq} = 0</math>. Azokat a reakciókat, amelyekre az adott körülmények között <math>\Delta_r G &lt; 0</math>, <i>exergonikusnak</i> nevezzük. Ezt azt jelenti, hogy a reakciókoordináta növekedésének irányába lejátszódó (előremutató) reakció a spontán folyamat. Azokat a reakciókat, amelyekre az adott körülmények között <math>\Delta_r G &gt; 0</math>, <i>endergonikusnak</i> nevezzük. Ez azt jelenti, hogy ekkor a visszafelé, a reakciókoordináta csökkenésének irányába lejátszódó reakció a spontán folyamat.</p>
<p><b>termodinamikai egyensúlyi állandó</b> <b>thermodynamic equilibrium constant</b></p>	<p>A reakció-szabadentalpia definíció egyenletébe</p> $\Delta_r G = \left( \frac{\partial G}{\partial \xi} \right)_{p,T} = \sum_j \nu_j \mu_j$ <p>behelyettesítve a kémiai potenciál általános definíció egyenletét (<math>\mu_j = \mu_j^\theta + RT \ln a_j</math>) azt kapjuk, hogy</p> $\Delta_r G = \Delta_r G^\theta + RT \ln Q$ <p>ahol <math>\Delta_r G^\theta = \sum_j \nu_j \mu_j^\theta</math> a <i>standard reakció-szabadentalpia</i>, <math>Q</math> pedig az ún. <i>reakcióhányados</i>:</p> $Q = \prod_j a_j^{\nu_j}$ <p>A <math>\Pi</math> operátor láncszorzást jelöl.</p> <p>A <math>K_a</math> <i>termodinamikai egyensúlyi állandó</i> a <math>Q</math> reakcióhányados az egyensúlyi aktivitásokkal (<math>\bar{a}_j</math>) kiszámolva:</p> $K_a = \left( \prod_j \bar{a}_j^{\nu_j} \right)_{eq}$ <p>Az egyensúlyi állandó értéke nem függ a kiindulási aktivitásoktól (koncentrációktól), adott hőmérsékleten és nyomáson a vizsgált reakcióra jellemző, dimenzió nélküli <i>termodinamikai állandó</i>.</p>
<p><b>standard reakció-szabadentalpia és kapcsolata az egyensúlyi állandóval</b></p>	<p>Mivel egyensúlyban</p> $(\Delta_r G)_{eq} = \Delta_r G^\theta + RT \ln K_a = 0$ <p>ezért a <i>standard reakció-szabadentalpia és az egyensúlyi állandó</i></p>

<b>standard Gibbs free energy and the equilibrium constant</b>	<p><i>kapcsolata a következő egyenlettel adható meg:</i></p> $\Delta_r G^\theta = -RT \ln K_a.$ <p>Ez a fizikai kémia egyik alapegyenlete, mert lehetővé teszi, hogy termokémiai adatokból (hiszen <math>\Delta_r G^\theta = \Delta_r H^\theta - T\Delta_r S^\theta</math>) egyensúlyi állandó értéket számítsunk.</p>
<b><math>K_p</math> és <math>K_x</math> összefüggése relation between <math>K_p</math> and <math>K_x</math></b>	<p><math>K_p</math> a parciális nyomásokkal kifejezett, nyomástól független egyensúlyi állandó gázfázisú reakciókra, <math>K_x</math> pedig móltörttekkel kifejezett egyensúlyi állandó jellegű mennyiség.</p> <p>A két állandó kapcsolata a következő:</p> $K_p = \prod_j \left( \frac{\bar{p}_j}{p^\theta} \right)^{\nu_j} = \prod_j \left( \frac{\bar{x}_j p}{p^\theta} \right)^{\nu_j} = K_x \left( \frac{p}{p^\theta} \right)^\nu$ <p>ahol <math>\bar{p}_j</math> a j-edik anyagfajta parciális nyomása az egyensúlyi rendszerben, <math>p</math> az össznyomás és <math>\nu = \sum_j \nu_j</math> a sztöchiometriai együtthatók összege a reakcióegyenletben szereplő, az adott körülmények között gáz halmazállapotú termékekre és reaktánsokra vonatkozóan.</p> <p>Mivel <math>K_p</math> független a nyomástól és értéke adott hőmérsékleten állandó,</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• ha <math>\nu</math> pozitív (azaz a gázhalmazállapotú anyagfajta mólyszáma növekszik a reakcióban), akkor a nyomás növelésével <math>K_x</math> csökken, ami azt jelenti, hogy az egyensúlyi összetétel a reaktánsok felé tolódik el,</li> <li>• ha <math>\nu</math> negatív (azaz a gázhalmazállapotú anyagfajta mólyszáma csökken a reakcióban), akkor a nyomás növelésével <math>K_x</math> is nő, azaz az egyensúlyi összetétel a termékek felé tolódik el,</li> <li>• ha <math>\nu = 0</math> (azaz a gázhalmazállapotú anyagfajta mólyszáma nem változik a reakcióban), akkor az egyensúlyi összetétel független lesz a nyomástól, mert <math>K_p = K_x</math> értelmében <math>K_x</math> is állandó.</li> </ul>
<b>legkisebb kényszer elve Le Chatelier's principle</b>	<p><i>A legkisebb kényszer elve (Le Chatelier-elv) szerint a dinamikus egyensúlyban lévő kémiai rendszerben külső zavarás hatására olyan folyamatok játszódnak le, amelyek a zavarás hatásait minimálisra csökkentik.</i></p> <p>A legkisebb kényszer elve alapján a kémiai egyensúly a <i>hőmérséklet</i> növelésével a hőelnyelő (endoterm) irányba, a hőmérséklet csökkentésével pedig a hőtermelő (exoterm) irányba tolódik el. Más szavakkal: a hőmérséklet növelése exoterm reakció esetén a reaktáns(ok) képződésének, endoterm reakció esetén pedig a termék(ek) képződésének kedvez.</p> <p>A legkisebb kényszer elve alapján a <i>nyomás</i> növelése a gázfázisú egyensúlyi reakciót a részecskék számának (s így a nyomásnak) a csökkenése irányába tolja el, a nyomás csökkentése pedig az ellentétes</p>

	<p>hatást, a részecskék számának (s így a nyomásnak) a növekedését váltja ki. Ha egy reakcióban a részecskék száma nem változik, akkor a nyomás változtatása nincs hatással az egyensúlyi összetételre.</p> <p>A <i>nyomásváltozás</i> hatása az egyensúlyra általánosabban a reakcióban bekövetkező térfogatváltozás segítségével is megfogalmazható: a nyomás növekedésének hatására az egyensúly a térfogatcsökkenés irányába tolódik el, és megfordítva. Ha nincs térfogatváltozás, az egyensúlyi összetétel nem változik a nyomással.</p> <p>A legkisebb kényszer elve alapján a kémiai egyensúlyban lévő rendszer reaktáns(ok) hozzáadásával a termék(ek) képződésének irányába, míg termék(ek) hozzáadásával visszafelé, azaz a reaktáns(ok) képződésének irányába tolódik el. Értelemszerűen, reaktáns(ok) vagy termék(ek) elvonásával a kémiai egyensúly a reaktáns(ok) illetve a termék(ek) képződésének irányába tolódik el.</p>
<p><b>egyensúlyi állandó hőmérsékletfüggése (van't Hoff-egyenlet)</b>  <b>response of equilibrium to temperature (van't Hoff equation)</b></p>	<p>Az egyensúlyi állandó hőmérsékletfüggését a van't Hoff-egyenlet írja le:</p> $\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta_r H^\theta}{RT^2}$ <p>ahol <math>\Delta_r H^\theta</math> a standard reakcióentalpia. A <math>K</math> egyensúlyi állandó lehet <math>K_a</math>, <math>K_p</math> vagy <math>K_x</math>. Integrált alakban, állandó reakcióentalpiát feltételezve</p> $\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta_r H^\theta}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$ <p>ahol <math>K_1</math> és <math>K_2</math> az egyensúlyi állandó értéke rendre a <math>T_1</math> és <math>T_2</math> hőmérsékleten. Ez lehetőséget ad az átlagos standard reakcióentalpia kísérleti meghatározására.</p>