

物理化学概念及术语

[A](#) [B](#) [C](#) [D](#) [E](#) [F](#) [G](#) [H](#) [I](#) [J](#) [K](#) [L](#) [M](#) [N](#) [O](#) [P](#) [Q](#) [R](#) [S](#) [T](#) [U](#) [V](#) [W](#) [X](#)
[Y](#) [Z](#)

概念及术语	16
BET 公式 BET formula	16
DLVO 理论 DLVO theory	16
HLB 法 hydrophile-lipophile balance method	16
pVT 性质 pVT property	16
ζ 电势 zeta potential	16
阿伏加德罗常数 Avogadro' number	16
阿伏加德罗定律 Avogadro law	16
阿累尼乌斯电离理论 Arrhenius ionization theory	16
阿累尼乌斯方程 Arrhenius equation	17
阿累尼乌斯活化能 Arrhenius activation energy	17
阿马格定律 Amagat law	17
艾林方程 Eyring equation	17
爱因斯坦光化当量定律 Einstein' s law of photochemical equivalence	17
爱因斯坦-斯托克斯方程 Einstein-Stokes equation	17
安托万常数 Antoine constant	17
安托万方程 Antoine equation	17
盎萨格电导理论 Onsager' s theory of conductance	17
半电池 half cell	17
半衰期 half time period	18
饱和液体 saturated liquids	18
饱和蒸气 saturated vapor	18
饱和吸附量 saturated extent of adsorption	18
饱和蒸气压 saturated vapor pressure	18
爆炸界限 explosion limits	18
比表面功 specific surface work	18
比表面吉布斯函数 specific surface Gibbs function	18
比浓粘度 reduced viscosity	18
标准电动势 standard electromotive force	18
标准电极电势 standard electrode potential	18
标准摩尔反应焓 standard molar reaction enthalpy	18
标准摩尔反应吉布斯函数 standard Gibbs function of molar reaction	18
标准摩尔反应熵 standard molar reaction entropy	19
标准摩尔焓函数 standard molar enthalpy function	19
标准摩尔吉布斯自由能函数 standard molar Gibbs free energy function	19
标准摩尔燃烧焓 standard molar combustion enthalpy	19
标准摩尔熵 standard molar entropy	19
标准摩尔生成焓 standard molar formation enthalpy	19
标准摩尔生成吉布斯函数 standard molar formation Gibbs function	19
标准平衡常数 standard equilibrium constant	19
标准氢电极 standard hydrogen electrode	19
标准态 standard state	19
标准熵 standard entropy	20
标准压力 standard pressure	20
标准状况 standard condition	20
表观活化能 apparent activation energy	20
表观摩尔质量 apparent molecular weight	20
表观迁移数 apparent transference number	20
表面 surfaces	20
表面过程控制 surface process control	20

表面活性剂	surfactants	21
表面吸附量	surface excess	21
表面张力	surface tension	21
表面质量作用定律	surface mass action law	21
波义尔定律	Boyle law	21
波义尔温度	Boyle temperature	21
波义尔点	Boyle point	21
玻尔兹曼常数	Boltzmann constant	22
玻尔兹曼分布	Boltzmann distribution	22
玻尔兹曼公式	Boltzmann formula	22
玻尔兹曼熵定理	Boltzmann entropy theorem	22
泊	Poise	22
不可逆过程	irreversible process	22
不可逆过程热力学	thermodynamics of irreversible processes	22
不可逆相变化	irreversible phase change	22
布朗运动	brownian movement	22
查理定律	Charle' s law	22
产率	yield	23
敞开系统	open system	23
超电势	over potential	23
沉降	sedimentation	23
沉降电势	sedimentation potential	23
沉降平衡	sedimentation equilibrium	23
触变	thixotropy	23
粗分散系统	thick disperse system	23
催化剂	catalyst	23
单分子层吸附理论	mono molecule layer adsorption	23
单分子反应	unimolecular reaction	23
单链反应	straight chain reactions	24
弹式量热计	bomb calorimeter	24
道尔顿定律	Dalton law	24
道尔顿分压定律	Dalton partial pressure law	24
德拜和法尔肯哈根效应	Debye and Falkenhagen effect	24
德拜立方公式	Debye cubic formula	24
德拜-休克尔极限公式	Debye-Huckel' s limiting equation	24
等焓过程	isenthalpic process	24
等焓线	isenthalpic line	24
等几率定理	theorem of equal probability	24
等温等容位	Helmholtz free energy	25
等温等压位	Gibbs free energy	25
等温方程	equation at constant temperature	25
低共熔点	eutectic point	25
低共熔混合物	eutectic mixture	25
低会溶点	lower consolute point	25
低熔冰盐合晶	cryohydric	26
第二类永动机	perpetual machine of the second kind	26
第三定律熵	Third-Law entropy	26
第一类永动机	perpetual machine of the first kind	26
缔合化学吸附	association chemical adsorption	26
电池常数	cell constant	26
电池电动势	electromotive force of cells	26
电池反应	cell reaction	27
电导	conductance	27
电导率	conductivity	27
电动势的温度系数	temperature coefficient of electromotive force	27
电动电势	zeta potential	27
电功	electric work	27
电化学	electrochemistry	27
电化学极化	electrochemical polarization	27

电极电势	electrode potential	27
电极反应	reactions on the electrode	27
电极种类	type of electrodes	27
电解池	electrolytic cell	28
电量计	coulometer	28
电流效率	current efficiency	28
电迁移	electro migration	28
电迁移率	electromobility	28
电渗	electroosmosis	28
电渗析	electrodialysis	28
电泳	electrophoresis	28
丁达尔效应	Dyndall effect	28
定容摩尔热容	molar heat capacity under constant volume	28
定容温度计	Constant volume thermometer	28
定压摩尔热容	molar heat capacity under constant pressure	29
定压温度计	constant pressure thermometer	29
定域子系统	localized particle system	29
动力学方程	kinetic equations	29
动力学控制	kinetics control	29
独立子系统	independent particle system	29
对比摩尔体积	reduced mole volume	29
对比体积	reduced volume	29
对比温度	reduced temperature	29
对比压力	reduced pressure	29
对称数	symmetry number	29
对行反应	reversible reactions	29
对应状态原理	principle of corresponding state	29
多方过程	polytropic process	30
多分子层吸附理论	adsorption theory of multi-molecular layers	30
二级反应	second order reaction	30
二级相变	second order phase change	30
法拉第常数	faraday constant	31
法拉第定律	Faraday' s law	31
反电动势	back E.M.F.	31
反渗透	reverse osmosis	31
反应分子数	molecularity	31
反应级数	reaction orders	31
反应进度	extent of reaction	32
反应热	heat of reaction	32
反应速率	rate of reaction	32
反应速率常数	constant of reaction rate	32
范德华常数	van der Waals constant	32
范德华方程	van der Waals equation	32
范德华力	van der Waals force	32
范德华气体	van der Waals gases	32
范特霍夫方程	van' t Hoff equation	32
范特霍夫规则	van' t Hoff rule	33
范特霍夫渗透压公式	van' t Hoff equation of osmotic pressure	33
非基元反应	non-elementary reactions	33
非体积功	non-volume work	33
非依时计量学反应	time independent stoichiometric reactions	33
菲克扩散第一定律	Fick' s first law of diffusion	33
沸点	boiling point	33
沸点升高	elevation of boiling point	33
费米-狄拉克统计	Fermi-Dirac statistics	33
分布	distribution	33
分布数	distribution numbers	34
分解电压	decomposition voltage	34
分配定律	distribution law	34

分散系统	disperse system	34
分散相	dispersion phase	34
分体积	partial volume	34
分体积定律	partial volume law	34
分压	partial pressure	34
分压定律	partial pressure law	34
分子反应力学	mechanics of molecular reactions	34
分子间力	intermolecular force	34
分子蒸馏	molecular distillation	35
封闭系统	closed system	35
附加压力	excess pressure	35
弗罗因德利希吸附经验式	Freundlich empirical formula of adsorption	35
负极	negative pole	35
负吸附	negative adsorption	35
复合反应	composite reaction	35
盖·吕萨克定律	Gay-Lussac law	35
盖斯定律	Hess law	35
甘汞电极	calomel electrode	35
感胶离子序	lyotropic series	35
杠杆规则	lever rule	35
高分子溶液	macromolecular solution	36
高会溶点	upper consolute point	36
隔离法	the isolation method	36
格罗塞斯-德雷珀定律	Grotthus-Draper's law	36
隔离系统	isolated system	37
根均方速率	root-mean-square speed	37
功	work	37
功函	work content	37
共轭溶液	conjugate solution	37
共沸温度	azeotropic temperature	37
构型熵	configurational entropy	37
孤立系统	isolated system	37
固溶胶	solid sol	37
固态混合物	solid solution	38
固相线	solid phase line	38
光反应	photoreaction	38
光化学第二定律	the second law of actinchemistry	38
光化学第一定律	the first law of actinchemistry	38
光敏反应	photosensitized reactions	38
光谱熵	spectrum entropy	38
广度性质	extensive property	38
广延量	extensive quantity	38
广延性质	extensive property	38
规定熵	stipulated entropy	38
过饱和溶液	oversaturated solution	38
过饱和蒸气	oversaturated vapor	38
过程	process	39
过渡状态理论	transition state theory	39
过冷水	super-cooled water	39
过冷液体	overcooled liquid	39
过热液体	overheated liquid	39
亥姆霍兹函数	Helmholtz function	39
亥姆霍兹函数判据	Helmholtz function criterion	39
亥姆霍兹自由能	Helmholtz free energy	39
亥氏函数	Helmholtz function	39
焓	enthalpy	39
亨利常数	Henry constant	39
亨利定律	Henry law	39
恒沸混合物	constant boiling mixture	40

恒容摩尔热容	molar heat capacity at constant volume	40
恒容热	heat at constant volume	40
恒外压	constant external pressure	40
恒压摩尔热容	molar heat capacity at constant pressure	40
恒压热	heat at constant pressure	40
化学动力学	chemical kinetics	40
化学反应计量式	stoichiometric equation of chemical reaction	40
化学反应计量系数	stoichiometric coefficient of chemical reaction	40
化学反应进度	extent of chemical reaction	41
化学亲合势	chemical affinity	41
化学热力学	chemical thermodynamics	41
化学势	chemical potential	41
化学势判据	chemical potential criterion	41
化学吸附	chemisorptions	41
环境	environment	41
环境熵变	entropy change in environment	41
挥发度	volatility	41
混合熵	entropy of mixing	42
混合物	mixture	42
活度	activity	42
活化控制	activation control	42
活化络合物理论	activated complex theory	42
活化能	activation energy	43
霍根-华森图	Hougen-Watson Chart	43
基态能级	energy level at ground state	43
基希霍夫公式	Kirchhoff formula	43
基元反应	elementary reactions	43
积分溶解热	integration heat of dissolution	43
吉布斯-杜亥姆方程	Gibbs-Duhem equation	43
吉布斯-亥姆霍兹方程	Gibbs-Helmholtz equation	43
吉布斯函数	Gibbs function	43
吉布斯函数判据	Gibbs function criterion	44
吉布斯吸附公式	Gibbs adsorption formula	44
吉布斯自由能	Gibbs free energy	44
吉氏函数	Gibbs function	44
极化电极电势	polarization potential of electrode	44
极化曲线	polarization curves	44
极化作用	polarization	44
极限摩尔电导率	limiting molar conductivity	44
几率因子	steric factor	44
计量式	stoichiometric equation	44
计量系数	stoichiometric coefficient	45
价数规则	rule of valence	45
简并度	degeneracy	45
键焓	bond enthalpy	45
胶冻	broth jelly	45
胶核	colloidal nucleus	45
胶凝作用	demulsification	45
胶束	micelle	45
胶体	colloid	45
胶体分散系统	dispersion system of colloid	45
胶体化学	collochemistry	45
胶体粒子	colloidal particles	45
胶团	micelle	45
焦耳	Joule	45
焦耳-汤姆生实验	Joule-Thomson experiment	46
焦耳-汤姆生系数	Joule-Thomson coefficient	46
焦耳-汤姆生效应	Joule-Thomson effect	46
焦耳定律	Joule's law	46

接触电势	contact potential	46
接触角	contact angle	46
节流过程	throttling process	46
节流膨胀	throttling expansion	46
节流膨胀系数	coefficient of throttling expansion	46
结线	tie line	46
结晶热	heat of crystallization	47
解离化学吸附	dissociation chemical adsorption	47
界面	interfaces	47
界面张力	surface tension	47
浸湿	immersion wetting	47
浸湿功	immersion wetting work	47
精馏	rectify	47
聚(合)电解质	polyelectrolyte	47
聚沉	coagulation	47
聚沉值	coagulation value	47
绝对反应速率理论	absolute reaction rate theory	47
绝对熵	absolute entropy	47
绝对温标	absolute temperature scale	48
绝热过程	adiabatic process	48
绝热量热计	adiabatic calorimeter	48
绝热指数	adiabatic index	48
卡诺定理	Carnot theorem	48
卡诺循环	Carnot cycle	48
开尔文公式	Kelvin formula	48
柯诺瓦洛夫—吉布斯定律	Konovalov-Gibbs law	48
科尔劳施离子独立运动定律	Kohlrausch' s Law of Independent Migration of Ions	48
可能的电解质	potential electrolyte	49
可逆电池	reversible cell	49
可逆过程	reversible process	49
可逆过程方程	reversible process equation	49
可逆体积功	reversible volume work	49
可逆相变	reversible phase change	49
克拉佩龙方程	Clapeyron equation	49
克劳修斯不等式	Clausius inequality	49
克劳修斯—克拉佩龙方程	Clausius-Clapeyron equation	49
控制步骤	control step	50
库仑计	coulometer	50
扩散控制	diffusion controlled	50
拉普拉斯方程	Laplace' s equation	50
拉乌尔定律	Raoult law	50
兰格缪尔—欣谢尔伍德机理	Langmuir-Hinshelwood mechanism	50
雷利公式	Rayleigh equation	50
兰格缪尔吸附等温式	Langmuir adsorption isotherm formula	50
冷冻系数	coefficient of refrigeration	50
冷却曲线	cooling curve	51
离解热	heat of dissociation	51
离解压力	dissociation pressure	51
离域子系统	non-localized particle systems	51
离子的标准摩尔生成焓	standard molar formation of ion	51
离子的电迁移率	mobility of ions	51
离子的迁移数	transport number of ions	51
离子独立运动定律	law of the independent migration of ions	51
离子氛	ionic atmosphere	51
离子强度	ionic strength	51
理想混合物	perfect mixture	52
理想气体	ideal gas	52
理想气体的绝热指数	adiabatic index of ideal gases	52
理想气体的微观模型	micro-model of ideal gas	52

理想气体反应的等温方程	isothermal equation of ideal gaseous reactions	52
理想气体绝热可逆过程方程	adiabatic reversible process equation of ideal gases	52
理想气体状态方程	state equation of ideal gas	52
理想稀溶液	ideal dilute solution	52
理想液态混合物	perfect liquid mixture	52
粒子	particles	52
粒子的配分函数	partition function of particles	53
连串反应	consecutive reactions	53
链的传递物	chain carrier	53
链反应	chain reactions	53
量热熵	calorimetric entropy	53
量子统计	quantum statistics	53
量子效率	quantum yield	53
临界参数	critical parameter	53
临界常数	critical constant	53
临界点	critical point	53
临界胶束浓度	critical micelle concentration	53
临界摩尔体积	critical molar volume	54
临界温度	critical temperature	54
临界压力	critical pressure	54
临界状态	critical state	54
零级反应	zero order reaction	54
流动电势	streaming potential	54
流动功	flow work	54
笼罩效应	cage effect	54
路易斯-兰德尔逸度规则	Lewis-Randall rule of fugacity	54
露点	dew point	54
露点线	dew point line	54
麦克斯韦关系式	Maxwell relations	55
麦克斯韦速率分布	Maxwell distribution of speeds	55
麦克斯韦能量分布	Maxwell distribution of energy	55
毛细管凝结	condensation in capillary	55
毛细现象	capillary phenomena	55
米凯利斯常数	Michaelis constant	55
摩尔电导率	molar conductivity	56
摩尔反应焓	molar reaction enthalpy	56
摩尔混合熵	mole entropy of mixing	56
摩尔气体常数	molar gas constant	56
摩尔热容	molar heat capacity	56
摩尔溶解焓	mole dissolution enthalpy	56
摩尔稀释焓	mole dilution enthalpy	56
内扩散控制	internal diffusions control	56
内能	internal energy	56
内压力	internal pressure	56
能级	energy levels	56
能级分布	energy level distribution	57
能量均分原理	principle of the equipartition of energy	57
能斯特方程	Nernst equation	57
能斯特热定理	Nernst heat theorem	57
凝固点	freezing point	57
凝固点降低	lowering of freezing point	57
凝固点曲线	freezing point curve	58
凝胶	gelatin	58
凝聚态	condensed state	58
凝聚相	condensed phase	58
浓差超电势	concentration over-potential	58
浓差极化	concentration polarization	58
浓差电池	concentration cells	58
帕斯卡	pascal	58

泡点 bubble point.....	58
泡点线 bubble point line.....	58
配分函数 partition function.....	58
配分函数的析因子性质 property that partition function to be expressed as a product of the separate partition functions for each kind of state.....	58
碰撞截面 collision cross section.....	59
碰撞数 the number of collisions.....	59
偏摩尔量 partial mole quantities.....	59
平衡常数 (理想气体反应) equilibrium constants for reactions of ideal gases.....	59
平动配分函数 partition function of translation.....	59
平衡分布 equilibrium distribution.....	59
平衡态 equilibrium state.....	60
平衡态近似法 equilibrium state approximation.....	60
平衡状态图 equilibrium state diagram.....	60
平均活度 mean activity.....	60
平均活度系统 mean activity coefficient.....	60
平均摩尔热容 mean molar heat capacity.....	60
平均质量摩尔浓度 mean mass molarity.....	60
平均自由程 mean free path.....	60
平行反应 parallel reactions.....	61
破乳 demulsification.....	61
铺展 spreading.....	61
普遍化范德华方程 universal van der Waals equation.....	61
其它功 the other work.....	61
气化热 heat of vaporization.....	61
气溶胶 aerosol.....	61
气体常数 gas constant.....	61
气体分子运动论 kinetic theory of gases.....	61
气体分子运动论的基本方程 fundamental equation of kinetic theory of gases.....	62
气溶胶 aerosol.....	62
气相线 vapor line.....	62
迁移数 transport number.....	62
潜热 latent heat.....	62
强度量 intensive quantity.....	62
强度性质 intensive property.....	62
亲液溶胶 hydrophilic sol.....	62
氢电极 hydrogen electrodes.....	62
区域熔化 zone melting.....	62
热 heat.....	62
热爆炸 heat explosion.....	62
热泵 heat pump.....	63
热功当量 mechanical equivalent of heat.....	63
热函 heat content.....	63
热化学 thermochemistry.....	63
热化学方程 thermochemical equation.....	63
热机 heat engine.....	63
热机效率 efficiency of heat engine.....	63
热力学 thermodynamics.....	63
热力学第二定律 the second law of thermodynamics.....	63
热力学第三定律 the third law of thermodynamics.....	63
热力学第一定律 the first law of thermodynamics.....	63
热力学基本方程 fundamental equation of thermodynamics.....	64
热力学几率 thermodynamic probability.....	64
热力学能 thermodynamic energy.....	64
热力学特性函数 characteristic thermodynamic function.....	64
热力学温标 thermodynamic scale of temperature.....	64
热力学温度 thermodynamic temperature.....	64
热熵 thermal entropy.....	64
热效应 heat effect.....	64

熔点曲线 melting point curve.....	64
熔化热 heat of fusion.....	64
溶胶 colloidal sol.....	65
溶解焓 dissolution enthalpy.....	65
溶液 solution.....	65
溶胀 swelling.....	65
乳化剂 emulsifier.....	65
乳状液 emulsion.....	65
润湿 wetting.....	65
润湿角 wetting angle.....	65
萨克尔-泰特洛德方程 Sackur-Tetrode equation.....	66
三相点 triple point.....	66
三相平衡线 triple-phase line.....	66
熵 entropy.....	66
熵判据 entropy criterion.....	66
熵增原理 principle of entropy increase.....	66
渗透压 osmotic pressure.....	66
渗析法 dialytic process.....	67
生成反应 formation reaction.....	67
升华热 heat of sublimation.....	67
实际气体 real gas.....	67
舒尔采-哈迪规则 Schulze-Hardy rule.....	67
松弛力 relaxation force.....	67
松弛时间 time of relaxation.....	67
速度常数 reaction rate constant.....	67
速率方程 rate equations.....	67
速率控制步骤 rate determining step.....	68
塔费尔公式 Tafel equation.....	68
态-态反应 state-state reactions.....	68
唐南平衡 Donnan equilibrium.....	68
淌度 mobility.....	68
特鲁顿规则 Trouton rule.....	68
特性粘度 intrinsic viscosity.....	68
体积功 volume work.....	68
统计权重 statistical weight.....	68
统计热力学 statistic thermodynamics.....	68
统计熵 statistic entropy.....	68
途径 path.....	68
途径函数 path function.....	69
外扩散控制 external diffusion control.....	69
完美晶体 perfect crystalline.....	69
完全气体 perfect gas.....	69
微观状态 microstate.....	69
微态 microstate.....	69
韦斯顿标准电池 Weston standard battery.....	69
维恩效应 Wien effect.....	69
维里方程 virial equation.....	69
维里系数 virial coefficient.....	69
稳流过程 steady flow process.....	69
稳态近似法 stationary state approximation.....	69
无热溶液 athermal solution.....	70
无限稀溶液 solutions in the limit of extreme dilution.....	70
物理化学 Physical Chemistry.....	70
物理吸附 physisorptions.....	70
吸附 adsorption.....	70
吸附等量线 adsorption isostere.....	70
吸附等温线 adsorption isotherm.....	70
吸附等压线 adsorption isobar.....	70
吸附剂 adsorbent.....	70

吸附量	extent of adsorption	70
吸附热	heat of adsorption	70
吸附质	adsorbate	70
析出电势	evolution or deposition potential	71
稀溶液的依数性	colligative properties of dilute solutions	71
稀释焓	dilution enthalpy	71
系统	system	71
系统点	system point	71
系统的环境	environment of system	71
相	phase	71
相变	phase change	71
相变焓	enthalpy of phase change	71
相变化	phase change	71
相变热	heat of phase change	71
相点	phase point	71
相对挥发度	relative volatility	72
相对粘度	relative viscosity	72
相律	phase rule	72
相平衡热容	heat capacity in phase equilibrium	72
相图	phase diagram	72
相倚子系统	system of dependent particles	72
悬浮液	suspension	72
循环过程	cyclic process	72
压力商	pressure quotient	72
压缩因子	compressibility factor	73
压缩因子图	diagram of compressibility factor	73
亚稳状态	metastable state	73
盐桥	salt bridge	73
盐析	salting out	73
阳极	anode	73
杨氏方程	Young's equation	73
液体接界电势	liquid junction potential	73
液相线	liquid phase lines	73
一级反应	first order reaction	73
一级相变	first order phase change	74
依时计量学反应	time dependent stoichiometric reactions	74
逸度	fugacity	74
逸度系数	coefficient of fugacity	74
阴极	cathode	75
荧光	fluorescence	75
永动机	perpetual motion machine	75
永久气体	Permanent gas	75
有效能	available energy	75
原电池	primary cell	75
原盐效应	salt effect	75
增比粘度	specific viscosity	75
憎液溶胶	lyophobic sol	75
沾湿	adhesional wetting	75
沾湿功	the work of adhesional wetting	75
真溶液	true solution	76
真实电解质	real electrolyte	76
真实气体	real gas	76
真实迁移数	true transference number	76
振动配分函数	partition function of vibration	76
振动特征温度	characteristic temperature of vibration	76
蒸气压下降	depression of vapor pressure	76
正常沸点	normal point	76
正吸附	positive adsorption	76
支链反应	branched chain reactions	76

直链反应	straight chain reactions	77
指前因子	pre-exponential factor	77
质量作用定律	mass action law	77
制冷系数	coefficient of refrigeration	77
中和热	heat of neutralization	77
轴功	shaft work	77
转动配分函数	partition function of rotation	77
转动特征温度	characteristic temperature of vibration	78
转化率	convert ratio	78
转化温度	conversion temperature	78
状态	state	78
状态方程	state equation	78
状态分布	state distribution	78
状态函数	state function	78
准静态过程	quasi-static process	78
准一级反应	pseudo first order reaction	78
自动催化作用	auto-catalysis	78
自由度	degree of freedom	78
自由度数	number of degree of freedom	79
自由焓	free enthalpy	79
自由能	free energy	79
自由膨胀	free expansion	79
组分数	component number	79
最低恒沸点	lower azeotropic point	79
最高恒沸点	upper azeotropic point	79
最佳反应温度	optimal reaction temperature	79
最可几分布	most probable distribution	80
最可几速率	most propable speed	80

概念及术语

BET 公式 BET formula

1938 年布鲁瑙尔(Brunauer)、埃米特(Emmett)和特勒(Teller)三人在兰格缪尔单分子层吸附理论的基础上提出多分子层吸附理论。该理论与兰格缪尔理论的主要不同之处是吸附在固体表面的分子存在着范德华力仍可吸附其它分子,即形成多分子层吸附。在吸附过程中不一定待第一层吸满后再吸附第二层。第一层吸附的吸附热较大,相当于化学反应的吸附热,且不同于其它各层的吸附热;第二层以后的吸附热均相等且数值较小,仅相当于气体的冷凝热。

在此基础上,推出 BET 公式如下:
$$\frac{V}{V(\text{单})} = \frac{c(p/p^*)}{(1 - p/p^*)\{1 - (1 - c)(p/p^*)\}}$$
; 其中 V 为被吸附物质的总体积, V(单)为单层饱和吸附时所需吸附质的体积, c 是与吸附热有关的常数, p* 为指定温度下液态吸附质的饱和蒸气压。BET 公式适用于相对压力 $p/p^* = 0.05 \sim 0.15$ 的范围,超出此范围就会产生较大的偏差。

DLVO 理论 DLVO theory

1941 年由德查金(Darjaguin)和朗道(Landau)以及 1948 年由维韦(Verwey)和奥弗比克(Overbeek)分别提出的带电胶体粒子的稳定理论。胶体粒子稳定的三个主要原因是,分散相

粒子的带电、溶剂化作用以及布朗运动。

HLB 法 hydrophile-lipophile balance method

一种表面活性剂的选用方法，是格里芬 (Griffin) 1945 年提出来的。HLB 代表亲水亲油平衡。HLB 值越大表示该表面活性剂的亲水性越强。例如，HLB 值在 2~6 的表面活性剂可作油包水型的乳化剂；而 HLB 值在 12~18 的表面活性剂可作水包油型的乳化剂等。

pVT 性质 pVT property

指气体的压力、体积和温度三种宏观性质。不涉及到相变化及化学反应。

ζ 电势 zeta potential

见电动电势。

阿伏加德罗常数 Avogadro' number

1 摩尔的任何物质所含的粒子数，称为阿伏伽德罗常数，其值为 6.022045×10^{23} ，通常以符号 N_A 或 L 表示。这个数值可由实验测定。

阿伏加德罗定律 Avogadro law

意大利化学家阿伏伽德罗 (Amedeo Avogadro, 1776—1856) 于 1811 年提出“在相同的温度与压力下。相同体积的各种气体均含有相等数目的分子数(或其他基本单元数)。”这一定律对实际气体只是近似地正确，是实际气体压力趋向于零时的极限性质。温度与压力恒定时， V/n =常数，称为阿伏加德罗定律。

阿累尼乌斯电离理论 Arrhenius ionization theory

1887 阿累尼乌斯 (1859—1927, 瑞典人) 提出电解质的部分电离学说，他认为电解质在溶液中解离为两种离子，一种带正电荷、一种带负电荷两者所带电荷总数相等，故溶液整体呈电中性。在直流电场作用下，正、负离子各向一极移动。在通常的情况下，电解质只是部分解离，另一部分仍是分子，离子与未电离的分子呈平衡，这一理念在电化学发展过程中起了重要的作用。它解释了电解质溶液的依数性，如渗透压、沸点升高、凝固点下降等为什么都比同浓度的非电解质溶液的数值高，也解释了电解质能导电的特性。但其部分电离的观点不适用于强电解质溶液，这是该理论的局限性。

阿累尼乌斯方程 Arrhenius equation

表示化学反应速率常数与温度之间关系的经验式 $k = k_0 e^{-\frac{E_a}{RT}}$ 。其中 k_0 为与碰撞次数有关的常数，称为指前因子或频率因子； E_a 为反应的活化能。

阿累尼乌斯活化能 Arrhenius activation energy

见活化能。

阿马格定律 Amagat law

19 世纪阿马格在对低压混合气体的实验研究结果表明，混合气体中各组分的分体积之和与总体积相等。此结论称阿马格定律。

艾林方程 Eyring equation

由过渡状态理论计算双分子反应的基本方程：
$$k = \frac{kT}{h} \cdot L \cdot \frac{q_{\ddagger}^*}{q_A^* q_B^*} e^{-\frac{E_0}{RT}}$$

爱因斯坦光化当量定律 Einstein's law of photochemical equivalence

见光化学第二定律。

爱因斯坦—斯托克斯方程 Einstein-Stokes equation

用于计算球形粒子扩散系数的方程 $D = RT / 6L \pi \eta r$ 。式中 L 为阿伏加德罗常数； η 为

粘度； r 为球型粒子的半径。

安托万常数 Antoine constant

安托万方程 $\ln p = A - B/(T + C)$ 中的常数 A、B 和 C。

安托万方程 Antoine equation

计算蒸气压与温度关系的方程，是克劳修斯—克拉佩龙方程最简单的改进。它的形式简单，计算方便在 1~200kPa 范围内误差很小。安托万方程的形式为： $\ln p = A - B/(T + C)$ 。式中 A、B、C 都是物质的特性常数，称为安托万常数。

盎萨格电导理论 Onsager's theory of conductance

盎萨格把离子氛的概念用在稀溶液的电导上，考虑到在外电场的作用下由于离子氛的不对称效应，对中心离子所产生的松弛力，以及离子氛及其溶剂化层在电场中向反方向运动所产生的电泳力，他把离子电导偏离极限当量电导的原因归于这两种力，这就是盎萨格电导理论的基本大意。

半电池 half cell

一个完整的连续进行电化学过程的体系，无论是原电池或电解池，至少包含两个电极才可能接通外电路，让电流流过。因为电化学反应的特点是共轭的氧化反应和还原反应分别在不同的区域进行：正极上只进行氧化反应，放出电子给外电路，负极上只进行还原反应，从外电路得到电子，电子通过外电路由阳极输送到阴极。每个电极上的反应不同，其特性也不一样。整个电化学体系是由独立的两个电极部分组合而成。单个电极部分称为半电池。

半衰期 half time period

某反应物转化率达到 1/2 所需的时间称为半衰期。

饱和液体 saturated liquids

气液平衡称为饱和。饱和状态的气体与液体分别称为饱和蒸气与饱和液体。

饱和蒸气 saturated vapor

气液两相平衡时气体称为饱和蒸气。

饱和吸附量 saturated extent of adsorption

固体表面所有具有吸附能力的位置皆被吸附质所覆盖，这时吸附即达到饱和状态，所对应的吸附量称为饱和吸附量。

饱和蒸气压 saturated vapor pressure

气相与液相或固相在指定温度下处于两相平衡时的蒸气压。

爆炸界限 explosion limits

爆炸界限分爆炸上限和爆炸下限，有的气体还有第三限。一定量可燃混合气体，在一定温度下，若气体压力低于某一数值则不会发生爆炸，高于该值便会发生爆炸，该压力值称为爆炸下限。若增加压力超过某一数值则不会发生爆炸，该压力值称为爆炸上限。

比表面功 specific surface work

增加液体的单位面积所需作的可逆功，称为比表面功。

比表面吉布斯函数 specific surface Gibbs function

恒温、恒压下增加液体的单位表面时，系统所增加的吉布斯函数，称为比表面吉布斯函数。

比浓粘度 reduced viscosity

$$\frac{\eta_{sp}}{c} = \frac{1}{c} \cdot \frac{\eta - \eta_0}{\eta_0}$$

表示单位浓度的增比粘度 $\frac{\eta_{sp}}{c}$ ，其中 η_{sp} 为增比粘度； c 为溶液浓度； η_0 为

溶剂粘度； η 为溶液粘度。

标准电动势 standard electromotive force

原电池的标准电动势指参加电池反应的各物质均处在各自标准态时的电动势。这时标准电动势 $E^{\circ} = E_{+}^{\circ} - E_{-}^{\circ}$ 。

标准电极电势 standard electrode potential

将标准氢电极作为阳极，给定电极作为阴极组成电池，当给定电极中各反应组分均处在各自的标准态时，电池的电动势，即给定电极的电极电势称为该电极的标准电极电势。在任意温度下，氢电极的标准电极电势恒为零。

标准摩尔反应焓 standard molar reaction enthalpy

任一化学反应中全部反应物和产物均处于温度 T 的标准态下，其摩尔反应焓就称为标准摩尔反应焓。

标准摩尔反应吉布斯函数 standard Gibbs function of molar reaction

各反应组分，包括反应物和产物均处于标准态时，每摩尔反应的吉布斯函数变。所谓标准态即压力为 100KPa，所有反应组分均为纯态，不能混合。

标准摩尔反应熵 standard molar reaction entropy

在恒定温度 T 下，且各组分均处于标准态下，反应 $aA(g) + bB(g) \rightarrow lL(g) + mM(g)$ 的熵变，即温度 T 时该反应的标准摩尔反应熵。

标准摩尔焓函数 standard molar enthalpy function

若某物质在温度 T 下的标准摩尔焓为 $H_{T,m}^{\circ}$ 则 $(H_{T,m}^{\circ} - U_{0,m})/T$ 就称为物质的标准摩尔焓函数。

标准摩尔吉布斯自由能函数 standard molar Gibbs free energy function

函数 $(G_{m,T}^{\circ} - U_{0,m})/T$ 称为标准摩尔吉布斯自由能函数。

标准摩尔燃烧焓 standard molar combustion enthalpy

在温度 T 的标准状态下，由 1mol β 相的化合物 B 与氧进行完全氧化反应的焓变，即为物质 $B(\beta)$ 在 T 温度下的标准摩尔燃烧焓。注意：完全氧化反应是指 C 氧化生成 CO_2 ， H 通常指生成 $H_2O(l)$ 。 CO_2 ， $H_2O(l)$ ， SO_3 等化合物本身就是完全氧化的产物，所以它们的标准摩尔燃烧焓为零。

标准摩尔熵 standard molar entropy

1mol 物质标准态下的规定熵称为标准摩尔熵。1mol 完美晶体在标准压力下，若从 0K

$$S_m^{\circ}(T) = \int_{0K}^T (C_{p,m} dT / T)$$

到温度 T 时无相变化，则温度 T 时的标准摩尔熵可表示为

标准摩尔生成焓 standard molar formation enthalpy

标准摩尔生成焓是计算化学反应的标准摩尔反应焓的基础热数据。其定义为：在温度 T 的标准态下，由稳定相态的单质生成 1mol β 相的化合物 B 的焓变，即化合物 $B(\beta)$ 在 T 温度下的标准摩尔生成焓。同时规定，稳定相态单质的标准摩尔生成焓为零。

标准摩尔生成吉布斯函数 standard molar formation Gibbs function

由标准态的稳定单质生成 1mol 同温度、标准压力、指定相态的化合物的吉布斯函数变，称为标准摩尔生成吉布斯函数。用符号 $\Delta_f G_m^{\circ}$ 表示。

标准平衡常数 standard equilibrium constant

标准平衡常数 K° 的定义为： $K^{\circ} = \exp(-\Delta_r G_m^{\circ} / RT)$ 。气体的标准态为压力等于

100kPa 下的纯理想气体, K^\ominus 只是温度的函数。

标准氢电极 standard hydrogen electrode

标准氢电极是氢气的压力 $p = p^\ominus = 100\text{kPa}$, 溶液中氢离子的活度 $a_{H^+} = 1$ 的氢电极。在任意温度下氢电极的标准电极电势恒为零。

标准态 standard state

为使同一种物质在不同的化学反应中或不同的溶液中或不同的多组分系统中能够有一个公共的参考状态, 以此作为建立基础数据的严格的基准, 热力学规定了标准压力为 $p^\ominus = 100\text{kPa}$, 而各物质的标准状态为: (1) 化学反应中气体物质的标准态是在标准压力 p^\ominus 下表现出理想气体性质的纯气体状态, 这是一种假想态; 液、固体物质的标准态是标准压力 p^\ominus 下的纯液体或纯固体状态。(2) 多组分系统标准态的选取分两种情况。一是多组分系统中的混合物, 若是气体混合物则混合物中任一组分气体的标准态是温度 T 、压力为标准压力 p^\ominus 的纯态理想气体; 若是理想液体混合物, 则混合物中任一组分液体的标准态为温度 T 、压力为标准压力 p^\ominus 下的纯液体; 二是多组分系统中的溶液, 其溶剂和溶质选用不同的标准态。而溶液中的溶剂同混合物各组分中标准态的选取是一样的, 即溶剂的标准态为温度 T 、压力为标准压力 p^\ominus 下的纯液体。而溶质的标准态的选取和溶液组成的表示法有关, 若用质量摩尔浓度表示则标准态为温度 T 、标准压力 p^\ominus 下, 质量摩尔浓度等于 $1\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$ 且符合理想稀溶液的溶质, 该状态为虚拟的假想状态。若用体积摩尔浓度表示则标准态为温度 T 、标准压力 p^\ominus 下, 体积摩尔浓度等于 $1\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ 且符合理想稀溶液的溶质, 该状态为虚拟的假想状态。若用溶质的摩尔分数表示则标准态为温度 T 、标准压力 p^\ominus 下, 摩尔分数等于 1 (即纯溶质) 且符合理想稀溶液的溶质, 该状态为虚拟的假想状态。

标准熵 standard entropy

标准态下的规定熵称为标准熵。

标准压力 standard pressure

标准压力最新的规定为 $p^\ominus = 100\text{kPa}$ 。

标准状况 standard condition

又称标准情况。指温度为 273.15K 和压力为 101325Pa 下的状况。通常讲气体的体积除了特别注明外也都是指在标准情况下的体积。标准状况与标准状态的概念不同, 后者是为了计算物质的热力学函数的变化值而选定的一种用于相互比较的状态。

表观活化能 apparent activation energy

非基元反应通常是由若干基元反应组成, 由实验测出的 $k-T$ 关系数据按阿累尼乌斯方程计算出的活化能是各个基元反应活化能之代数和, 称为表观活化能或经验活化能或实验活化能。

表观摩尔质量 apparent molecular weight

由于一些物质发生解离平衡, 例如: $\text{S}_2\text{Cl}_2(\text{g}) = \text{S}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ 因而从实验数据直接求得的摩尔质量并不是一种物质的真实摩尔质量, 而是该气体混合物的摩尔质量, 称为表观摩尔质量。对于溶液中的解离平衡亦是如此, 例如: 乙酸在苯中存在着下列平衡 $(\text{CH}_3\text{COOH})_2 = 2\text{CH}_3\text{COOH}$ 因而用冰点降低, 蒸气压下降等依数性方法直接算出的摩尔质量, 也是表观摩尔质量。

表观迁移数 apparent transference number

即希托夫迁移数。参见真实迁移数。

表面 surfaces

物体与真空、本身的饱和蒸气或含饱和蒸气的空气相接触的面称为表面。

表面过程控制 surface process control

气体分子在固体催化剂表面的反应一般分为七个步骤: (1) 反应物分子由气体主体向催

化剂的外表面扩散；(2) 反应物分子由外表面向催化剂的内表面扩散；(3) 反应物在催化剂的表面上吸附；(4) 反应物在催化剂表面上进行反应生成产物；(5) 反应产物从表面上解吸；(6) 产物从内表面向外表面扩散；(7) 产物从外表面向气体主体扩散。其中表面吸附、反应和解吸这三个过程称为表面过程。若内扩散和外扩散能很快达到平衡，而表面过程进行较慢，即扩散速率大于表面过程的速率，这时反应速率受表面过程控制，称为表面过程控制，或称动力学控制。一般气流速度大，催化剂颗粒小、孔径大、反应温度低、催化剂活性小易发生表面过程控制。

表面活性剂 surfactants

加入少量就能显著降低溶液的表面张力的物质称为表面活性剂或表面活性物质。表面活性剂有离子型和非离子型之分，凡在水中不能电离的称为非离子型表面活性剂。而在水中电离生成离子的称为离子型表面活性剂。离子型表面活性剂又根据在水中电离的情况不同分为阴离子型、阳离子型和两性表面活性剂。

表面吸附量 surface excess

在单位面积的表面层中，所含溶质的物质的量与同量溶剂在溶液本体中所含溶质物质的量的差值，称为溶质的表面吸附量或表面过剩。

表面张力 surface tension

物体表面层的分子与体相内的分子所处的环境力场是不同的。液体内部的分子对表面层中分子的吸引力远大于外部分子对它的吸引力，则表面层的分子受到指向液体内部的拉力，因此液体表面层的分子总是趋于向液体内部移动，结果使表面积尽量缩小。可以看出液体表面处处都存在一种使液面张紧的紧缩力。沿着液体表面垂直作用于单位长度上的紧缩力，称为表面张力。表面张力的单位为 $\text{N} \cdot \text{m}^{-1}$ 。表面张力的大小首先取决于物质的本性及其所处的状态，其次还与接触相的性质、温度、压力、分散度及运动情况等因素有关。大多数物质的表面张力随温度的增加而减小，因温度增加，物质的体积增大，分子间距增大，分子间作用力则减小，故表面张力减小。个别物质的表面张力会随温度的增加而增大，目前尚无统一解释。实验结果还表明，高速旋转的液体其表面张力会增加。固体同样存在表面张力。

表面质量作用定律 surface mass action law

表面单分子反应的速率正比于该分子 A 对表面的覆盖率 θ_A ，即 $-\frac{dp_A}{dt} = k\theta_A$ 。此为表面质量作用定律。可以看成是质量作用定律对表面反应的应用。

波义尔定律 Boyle law

1662 年波义尔测量空气体积与压力的关系，得到的结论是在一定的温度下 P 与 V 的乘积是常数，称为波义尔定律。波义尔的实验比较粗糙，后人精确的实验指出，波义尔定律只能较好地描述较低压力下的实验结果，压力趋近于零时，各种气体均符合波义尔定律。

波义尔温度 Boyle temperature

又称波义尔点，对于实际气体当 $\left[\frac{\partial(pV)}{\partial p} \right]_{T, p \rightarrow 0} = 0$ 时的温度称为该气体的波义尔温度 T_B 。它的意义是，在这一温度时，压力大约在几个大气压的范围内，该实际气体的 pV 值等于或十分接近理想气体的数值(或符合波义尔定律)。因理想气体的压缩因子 $Z=1$ ，故实际气体波义尔温度下及符合理想气体行为的压强区间内， Z 也等于 1。对于实际气体，当温度 $T > T_B$ 时，气体的 Z 值随 p 的增大而增大；当温度 $T < T_B$ 时，气体的 Z 值先随 p 的增大而降低，然后经过一极小值后，又随 p 的增大而增大。在波义尔温度时，在几个大气压的范围内其 Z 值都接近于理想气体的数值。各种实际气体的波义尔温度各不相同。

波义尔点 Boyle point

即波义尔温度。

玻尔兹曼常数 Boltzmann constant

玻尔兹曼常数 $k=R/L=1.381 \times 10^{-23} \text{J} \cdot \text{K}^{-1}$ 。其中 R 为理想气体常数， L 为阿夫加德罗常数。因此有人将其称为一个粒子的气体常数。

玻尔兹曼分布 Boltzmann distribution

玻尔兹曼对独立子系统的平衡分布提出的分布规律，即

$$n_j = \frac{N}{q} e^{-\varepsilon_j/kT} \text{ 或 } n_i = \frac{N}{q} g_i e^{-\varepsilon_i/kT}$$
。前式是按量子状态分布的公式，后者是按能级分布的公式。符合此式的分布方式称为玻尔兹曼分布。式中 n_j 和 n_i 分别表示在量子状态 j 和能级 i 上分布的粒子数； N 为系统中总粒子数； q 为配分函数； ε_j 和 ε_i 分别为量子状态 j 和能级 i 的能量； k 为玻兹曼常数； T 为绝对温度。

玻尔兹曼公式 Boltzmann formula

描述系统的熵与系统总微态数 Ω 间的函数关系的公式 $S = k \ln \Omega$ 称为玻尔兹曼公式。该式建立了经典热力学与统计热力学之间的联系。

玻尔兹曼熵定理 Boltzmann entropy theorem

独立子系统的熵与系统总微态数 Ω 间的函数关系 $S = k \ln \Omega$ 称为玻尔兹曼熵定理。

玻色—爱因斯坦统计 Bose-Einstein statistics

见量子统计。

泊 Poise

粘滞系数的单位，因法国科学家泊肃叶(Poiseuille)而得名。在厘米·克·秒制中 1 泊 = $1 \text{g} / (\text{cm} \cdot \text{s})$ 。若换算为 SI 单位，则 1 泊 = $0.1 \text{kg} / (\text{m} \cdot \text{s})$ 。泊不是 SI 单位，已经淘汰。

不可逆过程 irreversible process

不可逆过程是相对可逆过程来说的，例如系统和环境的压力之差非无限小量时进行的压缩或膨胀过程属不可逆过程。系统实际自发进行的过程均为不可逆过程，不可逆过程发生后必伴有功的损失，即系统没有作功或没有作出按可逆过程发生时那么多功。

不可逆过程热力学 thermodynamics of irreversible processes

经典热力学是以“可逆过程”和“热动平衡”为基础的。但在许多重要研究领域，一个真正的热动平衡状态唯有在特定的情形下才能达成。显而易见，在很多领域所涉及到的绝大多数是不可逆过程。推广热力学的研究方法，把不可逆过程包括在内，就构成了不可逆过程热力学这一科学的新领域。

不可逆相变化 irreversible phase change

凡不在无限接近平衡的条件下进行的相变化，均为不可逆相变化。

布朗运动 brownian movement

1827 年植物学家布朗(Brown)在显微镜下，观察到悬浮于水中的花粉粒子处于不停息的、无规则的运动状态。此后发现，凡是线度小于 $4 \times 10^{-6} \text{m}$ 的粒子，在分散介质中皆呈现这样的运动。此种运动称为布朗运动。

查理定律 Charle's law

法国物理学家查理于 1787 年观察氢气、空气、二氧化碳、氧等气体的性质时得出气体的体积与温度的关系为 $V/V_0 = T/273.15$ 。其中 V_0 为气体在 0°C 时的体积。这一规律与盖·吕萨克所得到的结论是一致的。此规律称查理定律，又称查理-盖吕萨克定律。

产率 yield

转化为指定产物的某反应物占原始反应物的分数。即，

产率 = $\frac{\text{转化为指定产物的某反应物的数量}}{\text{该反应物的原始数量}}$ 。

敞开系统 open system

与环境之间既有能量交换又有物质交换的系统。

超电势 over potential

某一电流密度下的电极电势与平衡电极电势之差的绝对值称为超电势或过电势,以 η 表示。超电势可以简单地分为浓差超电势和活化超电势,分别由扩散和电化学反应的滞后而造成的。超电势的大小与电极材料、电极表面状态、电流密度、温度、电解质性质和浓度以及溶液中的杂质等诸多因素有关。

沉降 sedimentation

多相分散系统中的物质粒子,因受重力作用而下沉的过程,称为沉降。

沉降电势 sedimentation potential

胶体系统中分散相粒子在重力场或离心力场作用下迅速移动时,在移动方向的两端所产生的电势差,称为沉降电势。沉降电势可视为电泳现象的逆过程。

沉降平衡 sedimentation equilibrium

胶体系统中分散粒子受重力作用而沉降出现浓度差时,必发生反方向的扩散作用,当扩散速率等于沉降速率时,系统则达到沉降平衡。

触变 thixotropy

某些凝胶可因机械力(如摇动或振动等)变成有流动性的溶液状态,外力解除后又恢复成凝胶状态,此现象称触变。

粗分散系统 thick disperse system

多相分散系统中,若分散相物质粒子的线度大于 100nm,则称为粗分散系统。例如,悬浮液、乳浊液、泡沫等属于粗分散系统。

催化剂 catalyst

存在较少量就能显著地加速反应而其本身前后并无损耗的物质称为该反应的催化剂。催化剂是通过参加化学反应来改变反应速率的,但是反应的结果本身能够复原。催化剂的这种作用称为催化作用。

单分子层吸附理论 mono molecule layer adsorption

是 1916 年兰格缪尔提出的固体对气体的吸附理论。该理论的基本假设如下:(1) 固体表面气体的吸附是单分子层吸附;(2) 固体表面是均匀的,每个位置只能吸附一个分子,吸附热是常数,不随覆盖程度的大小而变化;(3) 吸附在固体表面上的分子相互之间没有作用力;(4) 吸附平衡是动态平衡,吸附达到平衡时,吸附速率与脱附速度相等而已。在此基础上兰格缪尔导出了吸附等温式: $\theta = bp/(1+bp)$ 。 θ 为固体表面被覆盖的分数,称为覆盖率; b 为吸附平衡常数,或称吸附系数。

单分子反应 unimolecular reaction

反应分子数等于 1 的反应为单分子反应。单分子反应并不多见。常见的是一些异构化反应和一部分分解反应中的基元反应。例如, ${}^{239}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{239}_{93}\text{Np} + \beta^{-}$ 为单分子反应。

单链反应 straight chain reactions

连锁反应分为单链反应和支链反应两类。单链反应是在消耗一个自由基的同时,再产生一个自由基,自由基在传递过程中不增不减,反应稳步进行。

弹式量热计 bomb calorimeter

测定反应的热效应,常在量热计中进行(量热计有时又称为卡计)。量热计的外壳由热绝缘容器构成,内中盛水,插入搅拌器和温度计。将反应器放入水中,对于放热反应,所产生的热量传入水小,由水温的升高值、水量、水的比热、容器的比热,就能算出反应过程中所放出的热量。由于有些反应器是用合金钢制成弹形,故称为弹式量热计。充有氧气的弹式反应器称为氧弹式量热计。由此所测得的反应热为恒容反应热。

道尔顿定律 Dalton law

19 世纪初, 道尔顿曾系统地测定了在温度 T , 体积 V 的容器中, 混合气体的总压力 p 与它所含各组分单独存在于同样 T , V 的容器中所产生的压力之间的关系, 总结出一条仅适用于低压混合气体的经验定律, 即混合气体的总压力等于各组分单独存在于混合气体的温度, 体积条件下产生压力的总和, 称道尔顿定律。又称道尔顿分压定律。

道尔顿分压定律 Dalton partial pressure law

即道尔顿定律。见道尔顿定律。

德拜和法尔肯哈根效应 Debye and Falkenhagen effect

简称德拜效应。当把交流电的频率增加到一定的高度时(例如 10^6Hz 后, 所测得的摩尔电导要比低频率时大。这种效应最早由德拜所发现。这是由于频率太高, 中心离子运动的方向改变得太迅速, 以致离子几乎没有机会形成不对称的状态, 这就消除了松弛力对离子移动速度的影响, 因此使电导增加。

德拜立方公式 Debye cubic formula

由于极低温度下实验测定热容值非常困难, 一般缺乏 15K 以下的数据, 德拜从理论上推出 $0\sim 15\text{K}$ 范围内非金属 $C_{p,m}$ 的计算公式: $C_{p,m} \approx C_{v,m} = \alpha T^3$ 。式中的常数 α 为物质的特性常数, 可由极低温度下的实验测得, 再外推至 T 趋于零。该式称为德拜立方公式。

德拜-休克尔极限公式 Debye-Huckel's limiting equation

1923 年德拜和休克尔提出强电解质离子互吸理论和离子氛的概念, 并在此基础上导出

离子的活度系数的公式如下: $\lg \gamma_{\pm} = -AZ_{+}|Z_{-}|\sqrt{I}$, 此式称为德拜-休克尔极限公式。其中 I 为离子强度, A 为常数, 在 25°C 水溶液中 $A = 0.509(\text{mol}^{-1} \cdot \text{kg})^{1/2}$ 。

等焓过程 isenthalpic process

始、末态焓值相等的过程。节流膨胀即为等焓过程。

等焓线 isenthalpic line

在焦耳-汤姆逊实验中, 体系的焓是不变的。如果从一系列焦耳-汤姆逊实验中作出 $T-p$ 的关系曲线, 则这样的曲线就是等焓线。广义地说, 在等焓情况下, 表示某两个变量之间关系的曲线都叫做等焓线。

等几率定理 theorem of equal probability

在系统的粒子数、能量、体积确定的条件下, 系统中各微观状态出现的几率相等。这个假设称为等几率定理。此定理无法直接证明, 但由此得出的结论已被实践证明是正确的。

等温等容位 Helmholtz free energy

即亥姆霍兹函数。

等温等压位 Gibbs free energy

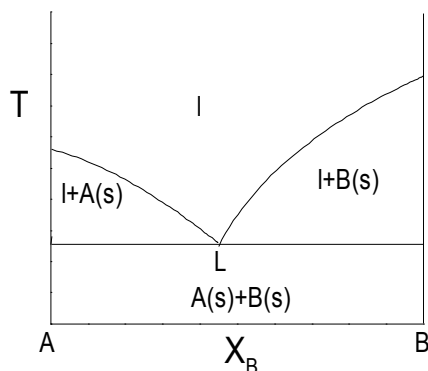
即吉布斯函数。

等温方程 equation at constant temperature

用于计算化学反应的吉布斯函数变的方程: $\Delta_r G_m = \Delta_r G_m^{\circ} + RT \ln J_p$, 其中 $\Delta_r G_m$ 为摩尔反应的吉布斯函数变; $\Delta_r G_m^{\circ}$ 为标准摩尔反应的吉布斯函数变, 可由基础热力学数据进行计算; J_p 称为压力商或活度商, $J_p = \prod_B (p_B / p^{\circ})^{\nu_B}$ 。

低共熔点 eutectic point

由两组分固液相图可以看出, L 点对应的温度是液相能够存在的最低温度, 也是固相 A 和固相 B 能够同时熔化的最低温度。此温度称为低共熔点。

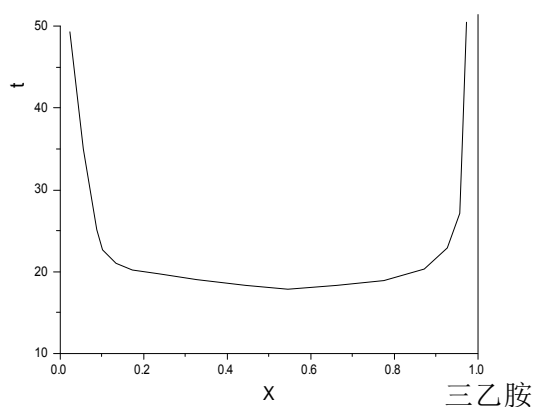


低共熔混合物 eutectic mixture

在上图中，低共熔点所对应的组成 L 点为两固体 A(s) 和 B(s) 的低共熔混合物。

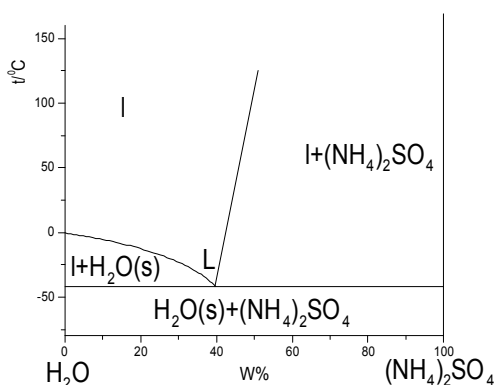
低会溶点 lower consolute point

两组分 A(1) 和 B(1) 部分互溶双液系，A(1) 在 B(1) 中和 B(1) 在 A(1) 中两条溶解度曲线随温度的改变而变化。有些系统两液体的相互溶解度会随温度的降低而增大。当温度低于某一点时，两液体完全互溶，此点称为低会溶点。例如水与三乙胺双液系即是如此，其相图如下：



低熔冰盐合晶 cryohydric

水盐系统往往有一个低共熔点，当系统冷却至低共熔点时析出冰和固体盐的低共熔混合物，称为低熔冰盐合晶。在下面水—硫酸铵相图中 L 点为低共熔点，此时析出冰和固体硫酸铵的混合物。



第二类永动机 perpetual machine of the second kind

从单一热源吸热而不需向低温热源放热便可源源不断地把热转化为功的机器。这种机器

并不违反热力学第一定律，却违反了热力学第二定律。因此这种机器是不可能的。

第三定律熵 third-law entropy

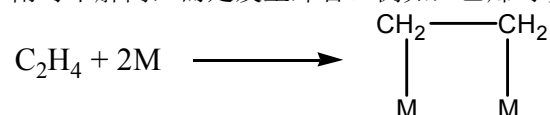
即规定熵。

第一类永动机 perpetual machine of the first kind

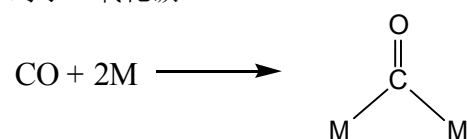
不需要消耗任何能量而可以源源不断地对外做功的机器。这种机器违反了热力学第一定律。

缔合化学吸附 association chemical adsorption

化学吸附分为解离化学吸附和缔合化学吸附。据有 π 电子或孤对电子的分子，在化学吸附时不解离，而是发生缔合。例如，乙烯可以认为



对于一氧化碳



这种吸附称为缔合化学吸附。

电池常数 cell constant

$$\kappa = G_x \cdot \frac{l}{A} = \frac{1}{R_x} \cdot \frac{l}{A} = \frac{1}{R_x} \cdot K_{cell}$$

用电导仪测溶液的电导率 对于一个固定的电导池， l 和 A 都是定值，故比值 l/A 为一常数，此常数称电池常数，用符号 K_{cell} 表示，单位为 m^{-1} 。

电池电动势 electromotive force of cells

是指通过电池的电流趋近于零的情况下两极之间的电势差。

电池反应 cell reaction

在电解池或原电池中两个电极反应的总结果称为电池反应。

电导 conductance

电导表示导体导电能力的大小。电导 G 为电阻 R 的倒数， $G=1/R$ ，单位为西门子，简称西，符号为 S ， $1S=1\Omega^{-1}$ 。

电导率 conductivity

导体的电导与截面积 A 成正比，与长度 l 成反比，即 $G=\kappa A/l$ 。式中比例系数 κ 称为电导率。可见电导率即是长度为 1 米、截面积为 1 平方米时的电导。电导率的单位为 $S \cdot \text{m}^{-1}$ 。

电动势的温度系数 temperature coefficient of electromotive force

恒压下电池电动势随温度的变化率 $(\partial E/\partial T)_p$ 称为原电池电动势的温度系数。

电动电势 zeta potential

固液两相发生相对移动时所产生的电势差称为电动电势或称 ζ 电势。

电功 electric work

化学电池放电时对外作出的功。若电池的电动势为 E ，放电时通过的电量为 Q ，则所作之电功 $W=EQ=zFE$ 。 F 为法拉第常数，等于 96485 库仑。

电化学 electrochemistry

研究化学能与电能之间相互转换规律的科学。是研究发生在两类导体界面间有电子参加的化学反应及其相关问题的科学。一般包括电解质溶液理论、电化学热力学和电极过程动力

学。电化学涉及的应用领域主要包括电解、电镀、电沉积、电化学分析、化学电源等。

电化学极化 electrochemical polarization

有电流通过电极时,电极电势偏离平衡电极电势的现象称为电极的极化。极化产生的原因可以简单地分为浓差极化和电化学极化。由于电化学反应本身的迟缓性而引起的极化称为电化学极化。极化的大小与通过的电极的电流强弱有关。极化的方向与电极的性质有关,阴极极化的结果使电极电势变的更负,而阳极极化的结果使电极电势变的更正。

电极电势 electrode potential

将标准氢电极作为阳极,给定电极作为阴极组成一电池,规定此电池的电动势为该给定电极的电极电势。标准氢电极的电极电势规定为零。对于任意一个给定电极其电极反应写成下面的通式:氧化态 $+ze^{-1}\rightarrow$ 还原态。其中 z 为给定的电极反应式中电子的化学计量系数,

$$E(\text{电极}) = E^{\circ}(\text{电极}) - \frac{RT}{ZF} \ln \frac{a(\text{还原态})}{a(\text{氧化态})}$$

取正值。这样电极电势的通式可以表示成
电极电势的高低为该电极氧化态物质获得电子被还原成还原态物质这一反应趋势大小的量度。

电极反应 reactions on the electrode

在电极上进行的有电子得失的化学反应称为电极反应。

电极种类 type of electrodes

电极的分类没有统一的规定,一般可分为三大类。第一类电极包括两部分,一是金属与其简单离子成平衡的电极,例如:银电极 $\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$, 锌电极 $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$; 二是气体电极,如:氢电极 $\text{H}^{+}|\text{H}_2(\text{g})|\text{Pt}$ 等。第二类电极包括金属-难溶盐和金属-难溶氧化物电极两种。例如:甘汞电极 $\text{Cl}^{-}|\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s})|\text{Hg}$; 银-氯化银电极 $\text{Cl}^{-}|\text{AgCl}|\text{Ag}$ 。最后一类是氧化还原电极。这类电极的电极板只起输送电子的作用,并未参预电极反应,参加电极反应的物质都在溶液中,例如: $\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}|\text{Pt}$ 。

电解池 electrolytic cell

利用电能以发生化学反应的装置。可见电解池内将电能转化为化学能。在电解池的正极发生氧化反应,而在电解池的负极发生还原反应。

电量计 coulometer

电量计或库仑计是测量电路中通过电量的一种装置,这种装置是将电极置于电解质溶液中,根据通电后电极反应的物质的量依据法拉第电解定律求出所通过的电量。

电流效率 current efficiency

化学电池中,电流通过后某物质实际析出(或溶解)的量与按法拉第定律计算应析出的量之比就是其物质的电流效率。

电迁移 electro migration

离子在电场作用下而产生的运动称为电迁移。当电流通过电解质溶液时,在外电场的作用下,正离子向阴极迁移,负离子向阳极迁移,共同完成导电的任务。

电迁移率 electromobility

一定离子在指定溶剂中电场强度为 1 伏特每米时的速度称为该离子的电迁移率,用符号 u 来表示。电迁移率的单位为 $\text{m}^2 \cdot \text{s}^{-1} \cdot \text{V}^{-1}$ 。

电渗 electroosmosis

若多孔膜或毛细管的两端施加一定的电压,液体将通过多孔膜而定向流动,此现象称电渗。电渗现象说明液体是带电荷的,带电荷的多少及电荷的极性将取决于液体及多孔膜的性质,这将决定液体的流速和流动方向。

电渗析 electrodialysis

在胶体制备过程中,常需除去过量的电解质或其它杂质。为此利用胶体粒子不能透过半透膜的特点,将溶胶装于膜内,放于流动的水中,经一定时间的渗透作用,可除去多余的电

解质或其它杂质。为加快渗透作用，可以施加外电场，以加快正、负离子定向渗透的速度。这种方法称为电渗析。

电泳 electrophoresis

在外电场的作用下，胶体系统中胶体粒子在分散介质中的定向移动，称为电泳。

丁达尔效应 Tyndall effect

在暗室里将一束聚集的光线投射到胶体系统上，在与入射光垂直的方向上，可观察到一发光圆锥体。此现象为英国物理学家丁达尔首先发现，故称丁达尔效应。

定容摩尔热容 molar heat capacity under constant volume

1mol 物质在恒容、非体积功为零的条件下，温度升高 1K 所需要的热。

定容温度计 Constant volume thermometer

对于一定量的接近理想气体行为的真实气体，如氮、氩……等，使其在体积维持恒定的条件下，温度每升高 1℃，其压力便增加其 0℃时的 1/273.15(在低压下有很好的线性变化关系)。因而可利用恒定体积下压力的改变来测定物体的温度。这类使工作物质维持容积恒定的温度计称为定容温度计。

定压摩尔热容 molar heat capacity under constant pressure

1mol 物质在恒压、非体积功为零的条件下，温度升高 1K 所需要的热。

定压温度计 constant pressure thermometer

利用物质在恒定压力下的某一物理性质随温度而发生显著改变的现象，如体积的膨胀与收缩等，而制成的温度计。例如水银温度计就是一种定压温度计。因气体的膨胀系数最大，一定量的接近理想气体行为的真实气体，例如氢、氩……等，在维持恒定的压力下温度每升高一度，其体积便增加 0℃时的 1/273.15(在低压时具有很好的线性关系)。因而利用气体作为工作物质而制成的定压气体温度计，便具有较高的精密度，且具有较广的量程。

定域子系统 localized particle system

统计热力学按照粒子运动情况的不同，把系统分为离域子系统和定域子系统。定域子系统的粒子有固定的平衡位置，运动是定域化的，可以想象处于不同位置的粒子可以编号加以区别，定域子系统又称为可辨粒子系统。

动力学方程 kinetic equations

表示化学反应速率和浓度等参数之间关系，或表示浓度等参数与时间之间关系的方程式，称为化学反应的动力学方程，或速率方程。

动力学控制 kinetics control

若一反应过程是由一连串的数步组成，假如其中的化学反应步骤进行的速率较慢，而其它步骤，例如扩散等要快得多，则化学反应一步即为速率控制步骤，称动力学控制。

独立子系统 independent particle system

统计热力学中按照粒子间相互作用情况的不同，将系统分为独立子系统和相倚子系统。粒子间相互作用可以忽略的系统称为独立子系统，例如理想气体。

对比摩尔体积 reduced mole volume

见对比体积。

对比体积 reduced volume

摩尔体积与临界摩尔体积之比，即 V_m/V_c 。

对比温度 reduced temperature

温度与临界温度之比，即 T/T_c 。

对比压力 reduced pressure

压力与临界压力之比，即 p/p_c 。

对称数 symmetry number

计算转动配分函数时,如果线型分子围绕着通过质心并垂直于分子键的轴旋转一周会出现 σ 次不可分辨的几何位置, σ 称为分子的对称数。异核双原子分子的 $\sigma=1$,同核双原子分子的 $\sigma=2$ 。

对行反应 reversible reactions

正向和逆向同时进行的反应称对行反应,或对待反应。

对应状态原理 principle of corresponding state

若不同的气体有两个对比状态参数相等,则第三个对比状态参数大体上具有相同的值。这一经验规律称为对应状态原理。

多方过程 polytropic process

介于绝热过程和等温过程之间的过程称为多方过程。理想的完全绝热或理想的热交换都是不可能的,所以实际上一切过程那是介于两者之间的。理想气体在多方过程中:

$$pV^n = \text{常数} \quad \gamma > n > 1$$

式中 γ 是定压热容(C_p)与定容热容(C_v)之比。当 $n=1$ 时,过程成为等温过程。当 $n=\gamma$ 时,过程为绝热过程。

多分子层吸附理论 adsorption theory of multi-molecular layers

参见 BET 公式。

二级反应 second order reaction

反应速率与反应物浓度的二次方成正比的反应为二级反应。微分形式的速率方程有两种

形式,若反应物只有一种,例如: $\alpha A \rightarrow D + \dots$ 速度方程为 $-\frac{dc_A}{dt} = kC_A^2$ 。如果有两

种反应物,例如: $\alpha A + \beta B \rightarrow D + \dots$ 则速度方程为 $-\frac{dc_A}{dt} = kC_A^\alpha C_B^\beta$ 。对于后一种反应,若A与B的初始浓度与计量系数 α 和 β 成比例,即 $c_{A0}/c_{B0} = \alpha/\beta$,那么任一时刻两者的浓度比保持不变,即 $c_A/c_B = \alpha/\beta$ 。后一反应的速率方程可以写成

$-\frac{dc_A}{dt} = kc_A(\alpha/\beta)c_A = k'c_A^2$ 与前一反应的形式是相同的。积分后可得到二级反应速率方

$$\frac{1}{c_A} = kt + \frac{1}{c_{A0}}$$

程的积分形式: $\frac{1}{c_A} = kt + \frac{1}{c_{A0}}$ 其中 c_{A0} 为A的初始浓度。二级反应有如下特点: (1)k的量纲为(浓度 $^{-1}$)(时间 $^{-1}$); (2)以 $1/c_A \sim t$ 作图为一曲线; (3)二级反应的半衰期与初始浓度成反比, $t_{1/2} = 1/(kc_{A0})$ 。若反应物A和B的计量系数相同但初始浓度不同,分别为 c_{A0} 和 c_{B0} ,

积分后有 $\frac{1}{c_{A0} - c_{B0}} \ln \frac{c_{B0}(c_{A0} - y)}{c_{A0}(c_{B0} - y)} = kt$ 。

二级相变 second order phase change

凡发生相变时,某组分在两相中的化学势相等,它的一级微分也相等而二级微分不等的为二级相变。即

$$\begin{aligned}\mu^\alpha &= \mu^\beta \\ \left(\frac{\partial \mu^\alpha}{\partial T}\right)_p &= \left(\frac{\partial \mu^\beta}{\partial T}\right)_p \\ \left(\frac{\partial \mu^\alpha}{\partial p}\right)_T &= \left(\frac{\partial \mu^\beta}{\partial p}\right)_T \\ \left(\frac{\partial^2 \mu^\alpha}{\partial T^2}\right)_p &\neq \left(\frac{\partial^2 \mu^\beta}{\partial T^2}\right)_p \\ \left(\frac{\partial^2 \mu^\alpha}{\partial p^2}\right)_T &\neq \left(\frac{\partial^2 \mu^\beta}{\partial p^2}\right)_T \\ \frac{\partial^2 \mu^\alpha}{\partial T \partial p} &\neq \frac{\partial^2 \mu^\beta}{\partial T \partial p}\end{aligned}$$

金属的磁性转变，超导态，部分合金的无序有序相变等属二级相变。

法拉第常数 faraday constant

法拉第常数一般用 F 表示， $F = 96485.309 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ 称为法拉第常数。它表示每摩尔电子的电量，在一般的计算中可以近似取 $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

法拉第定律 Faraday's law

1813 年 22 岁的图书装订学徒工来到伦敦的皇家学院成为一名实验员。他对酸、碱、盐溶液的电解做了大量的研究工作，发现对各种不同的电解质溶液，每通过 96485.309 库仑的电量在任一电极上发生得失 1mol 电子的电极反应，同时与得失 1mol 电子相对应的任一电极反应的物质的量亦为 1mol。例如，通过 96485.309 库仑的电量，若在电解池中电解硝酸银溶液，则在阴极上便有 107.868g 银沉积；若电解硫酸铜溶液则在阴极上便有 31.773g 铜沉积。法拉第定律是自然科学中最准确的定律之一。它不受温度、压力、电解质浓度、电极材料和溶液性质等因素影响。无论是对电解池中的过程或原电池中的过程都是适用的。但是，电极上若有两种以上的反应存在，电极上通过的电量应是各个反应所需电量之和。

反电动势 back E.M.F.

当外接电源接通一电解池时，有电流通过电解池，并在电极上发生化学变化。此时电极上的物质与电解质溶液可构成一电池，其电动势与外加电源相反，故称为反电动势。

反渗透 reverse osmosis

在一定温度下用一个只能使溶剂透过而不能使溶质透过半透膜把纯溶剂与溶液隔开，当对溶液施加压力使其大于溶液的渗透压时，溶液中的溶剂将透过半透膜渗透到纯溶剂中，这种现象称为反渗透。反渗透技术可用于海水的淡化，工业污水的处理等。

反应分子数 molecularity

基元反应中参与变化形成活化络合物所需的反应物分子数。反应分子数为正整数。有单分子反应、双分子反应及三分子反应。三分子以上的反应至今尚未发现，因三个以上的分子同时碰撞在一起的概率非常小。最常见的是双分子反应。

反应级数 reaction orders

速率方程的一般形式为 $-\frac{dc_A}{dt} = kC_A^\alpha C_B^\beta \dots$ 其中各浓度的方次 α 和 β 等，分别称为反应组分 A 和 B 的级数，而它们的代数和 $n = \alpha + \beta + \dots$ 称为反应的总级数。反应级数的大小反映浓度对反应速率影响的程度，级数越大浓度对反应速率的影响就越大。对于某些非基元反应速度方程中有时也有可能出现产物的浓度。反应级数的取值可正可负，也可以是小数或分数。对于某些反应的速率方程，形式较为复杂，归纳不出幂乘积的形式，这类反应无反

应级数而言。

反应进度 extent of reaction

化学反应进度 ξ 用来表示化学反应进行的程度, ξ 的数值由下式定义:

$n_B(\xi) = n_B(0) + \nu_B \xi$ 。式中 $n_B(0)$ 和 $n_B(\xi)$ 为系统中任一物质 B 在反应开始时 $\xi=0$ 以及反应进行到 ξ 时的物质的量, ν_B 为 B 的化学计量系数。 ξ 的单位是 mol 反应。 ξ 的值与选用何种物质的量的变化来进行计算无关, 但与化学反应计量式的写法有关。

反应热 heat of reaction

化学反应过程中的热效应。有等压反应热和等容反应热。

反应速率 rate of reaction

化学反应速率有几种不同的定义: (1) 用单位时间内发生的反应的物质的量来定义 $\zeta = d\xi/dt = (1/\nu_B)(dn_B/dt)$ 其中 ξ 为反应进度; t 为时间; ν_B 为反应物的产物的化学计量系数; n_B 为反应物或产物的物质的量。对于非依时计量学反应, 反应速率的数值与物质 B 的选取无关, 但与计量式的写法有关。(2) 基于浓度的反应速率的定义, 即单位时间单位体积内发生的反应进度来定义反应速率 $v = \zeta/V = (1/\nu_B V)(dn_B/dt)$, 该定义与物质 B 的选取亦无关。对于恒容反应或液相反应, 体积 V 为常数, 故 $n/V = c$, 则有 $v = (1/\nu_B)(dc_B/dt)$ 。(3) 指定某反应物的消耗速率或指定某产物的生成速率来表示反应速率, A 的消耗速率 $= -dC_A/dt$, Z 的生成速率 $= dC_Z/dt$ 。

反应速率常数 constant of reaction rate

$$-\frac{dc_A}{dt} = kc_A^\alpha c_B^\beta \cdots$$

速率方程 中的比例系数 k 叫做反应速率常数, 或反应比速。温度一定, 速率常数为一定值, 与浓度无关。由速率方程可以看出, 速率常数为有关物质的浓度均为单位浓度时的反应速率。

范德华常数 van der Waals constant

范德华方程中的常数 a 和 b 。

范德华方程 van der Waals equation

范德华提出用压力修正项和体积修正项来修正理想气体状态方程, 使之适用于实际气体。得到范德华方程: $(p + n^2a/V^2)(V - nb) = nRT$ 。若为 1mol 气体则 $(p + a/V_m^2)(V_m - b) = RT$ 。

范德华力 van der Waals force

即分子间力。

范德华气体 van der Waals gases

任何温度、压力条件下均服从范德华方程的气体。

范特霍夫方程 van't Hoff equation

计算化学反应平衡常数与温度之间关系的方程: $d \ln K^\circ / dT = \Delta_r H_m^\circ / (RT^2)$ 。对于理想气体反应, 根据 $K^\circ = K_C^\circ (C^\circ RT/p^\circ)^{\sum \nu_B}$ 代入上式经整理后, 可得到另外一种形式的范特霍夫方程: $d \ln K_C^\circ / dT = \Delta_r U_m^\circ / (RT^2)$ 。当 $\Delta_r H_m^\circ$ 不随温度 T 变化, 对范特霍夫方程作定积分, 可以得到:

$$\ln \frac{K_2^\circ}{K_1^\circ} = -\frac{\Delta_r H_m^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

范特霍夫规则 van't Hoff rule

温度每上升 10°C , 反应速率大约要变为原来速率的 2~4 倍。此规律称范特霍夫规则。

范特霍夫渗透压公式 van't Hoff equation of osmotic pressure

1885 年, J. H. van't Hoff 提出稀溶液中渗透压服从的关系式, 即 $\Pi = cRT$ 或 $\Pi V = nRT$, 其中 c 是溶质的体积摩尔浓度。

非基元反应 non-elementary reactions

一化学反应由几个简单的步骤组成, 每一个简单的反应步骤称为基元反应, 而总反应则称为非基元反应。

非体积功 non-volume work

体积功之外的功。

非依时计量学反应 time independent stoichiometric reactions

若反应不存在中间物, 或虽有中间物, 但其浓度甚微, 可忽略不计, 则此类反应在整个反应过程中均符合一定的计量式, 那么, 此类反应则称为非依时计量学反应。

菲克扩散第一定律 Fick's first law of diffusion

在一定温度下, 单位时间扩散过截面积 S 的物质 B 的物质的量 dn_B/dt , 比例于截面积 S

和浓度梯度 dc_B/dx 的乘积。即
$$\frac{dn_B}{dt} = -DS \frac{dc_B}{dx}$$
。式中 D 为扩散系数, 表示单位浓度梯度时, 扩散过单位截面积的扩散速率。 D 的单位为 $m^2 \cdot s^{-1}$ 。对球形粒子可按爱因斯坦—斯托克斯方程计算: $D = RT / 6L \pi \eta r$ 。

沸点 boiling point

液体的饱和蒸气压等于外压时的温度。

沸点升高 elevation of boiling point

对于由不挥发的溶质组成的稀溶液, 在纯溶剂的沸点下, 纯溶剂的蒸气压等于外压时, 溶液的蒸气则小于外压, 而不沸腾, 要使溶液在同一外压下沸腾, 就必须将温度升高, 这种现象称为沸点升高。沸点升高值 $\Delta T_b = K_b \cdot b_B$ 其中 K_b 称为沸点升高常数, b_B 为溶质的 B 的质量摩尔浓度。 K_b 只与溶剂的性质有关, 而与溶质的性质无关。可见稀溶液的沸点升高值仅与溶质的数量有关而与溶质的本性无关

费米—狄拉克统计 Fermi-Dirac statistics

见量子统计。

分布 distribution

能级分布的简称。

分布数 distribution numbers

平衡系统中, 我们将任一能级 i 上粒子数目 n_i 称为能级 i 上的分布数。各能级上的分布数可以为几组不同的值, 但必须满足总粒子数和总能量恒定的条件, 即

$$N = \sum_i n_i \text{ 和 } U = \sum_i n_i \varepsilon_i$$

分解电压 decomposition voltage

使电解质在两极连续不断地进行分解所需要的最小外加电压, 称为分解电压。由于电极反应的滞后、溶液中离子扩散的滞后以及溶液电阻的存在等原因, 使分解电压大于相应原电池的电动势。

分配定律 distribution law

在一定的温度、压力下, 当溶质在共存的两不互溶液体间成平衡时, 若所形成的溶液的浓度不大, 则溶质在两相中的浓度之比为一常数。这就是能斯特分配定律。比例系数用 K 表示, 称为分配系数, $K_c = C^a / C^b$, 其中 C^a 和 C^b 分别表示溶质在 α 和 β 相中的浓度。分配定律仅适用于稀溶液, 此外还要求溶质在两相中要有相同的分子形态。通常可以认为压力对

分配系数的影响不大，但如果压力离标准压力很远，则应认为 K_c 不仅是温度的函数，而且是压力的函数。

分散系统 disperse system

把一种或几种物质分散在另一种物质中所构成的系统，称为分散系统。

分散相 dispersion phase

在多相分散系统中被分散的物质称为分散相。

分体积 partial volume

混合气体中任一组分 B 的分体积 V_B 是所含 n_B 的 B 单独存在于混合气体的温度，总压力条件下占有的体积。

分体积定律 partial volume law

即阿马格定律，见阿马格定律。

分压 partial pressure

气体 B 在混合气体的温度下单独占有混合气体的总体积时的压力 p_B 称为混合气体中气体 B 的分压。

分压定律 partial pressure law

见道尔顿定律。

分子反应力学 mechanics of molecular reactions

分子反应力学是一个崭新的研究领域。在研究化学反应时，对于每种参加反应的分子都详尽到分子状态的反应，称为态—态反应。完全从分子水平上研究态—态反应的学科，就是分子反应力学，或称分子反应动态学。

分子间力 intermolecular force

实际气体分子之间的相互作用力。它包括了由永久偶极，诱导偶极与色散效应产生的相互吸引力，以及两个分子的电子云之间与两个原子核之间的相互排斥力。吸引力与排斥力永远同时存在，其合力决定了分子对的某些行为。

分子蒸馏 molecular distillation

又称高真空蒸馏，在很低的压力下蒸馏，是一种特殊的蒸馏方法。

封闭系统 closed system

与环境之间只有能量交换而无物质交换的系统。

附加压力 excess pressure

弯曲液面上表面张力的合力在液面垂直方向上的分量不为零，对液体产生额外的压力，使弯曲液面内的液体所受到的压力大于液体外大气的压力。弯曲液面内外的压力差称为附加压力。

弗罗因德利希吸附经验式 Freundlich empirical formula of adsorption

弗罗因德利希提出的描述吸附量 Γ 与平衡压力 p 之间的定量关系式 $\Gamma = x/m = kp^n$ ，其中 m 为吸附剂的质量， x 为被吸附气体的物质的量或指定状态下的体积， n 和 k 是两个经验常数，对于指定的吸附系统，它们是温度的函数。 n 的数值一般在 0 到 1 之间。

负极 negative pole

原电池或电解池中依电势的高低，将电极分为正极和负极。电势高的为正极，电势低的为负极。

负吸附 negative adsorption

溶液表面发生吸附时，若溶质在溶液表面层的浓度小于其在溶液本体内的浓度，则称发生了负吸附。气体在固体表面的吸附，不会发生负吸附。

复合反应 composite reaction

两个或两个以上基元反应的组合称为复合反应。较典型的复合反应有：对行反应、平行反应和连串反应。

盖·吕萨克定律 Gay-Lussac law

物质的量及压力恒定时， V/T =常数，称为盖·吕萨克定律。

盖斯定律 Hess law

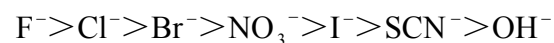
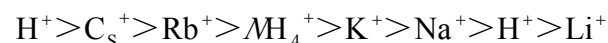
19 世纪中叶俄国化学家盖斯在实验测定中发现，在整个过程恒容或恒压情况下，化学反应的热只与始、末态有关而与具体途径无关。该结论称为盖斯定律。

甘汞电极 calomel electrode

实验室经常使用的参比电极。电极底部装有少量汞，然后装入汞、甘汞和氯化钾溶液制成的糊状物，再注入氯化钾溶液。导线为铂丝。

感胶离子序 lyotropic series

某些一价正、负离子对带相反电荷胶体粒子的聚沉能力大小的顺序为：

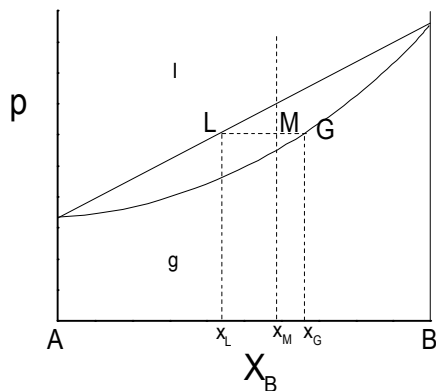


带有相同电荷的离子按聚沉能力大小排列的顺序，称为感胶离子顺。

杠杆规则 lever rule

在相图中，当组成以摩尔分数表示时，两相的物质的量反比于系统点到两个相点的线段的长度，这一规则称为杠杆规则。若相图中的组成用质量百分数表示，则杠杆规则中两相的量即为质量。例如，当系统点在下图中两相区的 M 点时，系统的总组成为 x_M ；平衡时气相点为 G，气相组成为 x_G ；液相点为 L，液相组成为 x_L 。以 n_G 和 n_L 分别代表气相和液相的

物质的量，则两相中的物质的量之比为 $\frac{n_L}{n_G} = \frac{x_G - x_M}{x_M - x_L} = \frac{\overline{MG}_2}{\overline{L_2M}}$ 。此关系式就是杠杆规则。

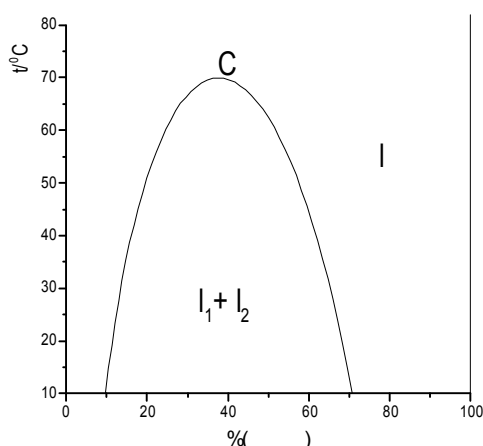


高分子溶液 macromolecular solution

高分子化合物在适当的溶剂中，自动地分散成溶液，这种溶液称为高分子溶液或大分子溶液。高分子溶液是均匀分布的真溶液，是热力学平衡系统。这是高分子溶液与憎液溶胶最本质的差别。

高会溶点 upper consolute point

两组分 A(1) 和 B(1) 部分互溶双液系，A(1) 在 B(1) 中和 B(1) 在 A(1) 中两条溶解度曲线随温度的改变而变化。若两液体的相互溶解度随温度的增高而增大，则当温度高于某一点时，两液体完全互溶，此点即为高会溶点。例如水与苯酚双液系即是如此，图中 C 点即为高会溶点。其相图如下：



隔离法 the isolation method

若反应物不只一种而想求某一反应物A的分级数,可只取少量A而保持其它组分大量过剩,这样求得的就是对反应物A的分级数。这种求取某一反应物分级数的方法称为隔离法。

格罗塞斯—德雷珀定律 Grotthus-Draoer's law

在光化学反应中只有被系统吸收的光,对于发生化学变化才是有效的。此说法为格罗塞斯—德雷珀定律。

隔离系统 isolated system

与环境间既无物质交换又无能量交换的系统。

根均方速率 root-mean-square speed

设单位体积内有 n 个分子,其运动速度分别为 v_1, v_2, v_3, \dots 的分子个数分别为 n_1, n_2, n_3, \dots ,以 C^2 代表分子速度平方的平均值,则

$$C^2 = \frac{\sum n_i v_i^2}{n}$$

将此式再开方即得根均方速率 C , 即:

$$C = \sqrt{\frac{\sum n_i v_i^2}{n}}$$

$$C = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

可以证明, 其中 M 为气体分子的摩尔质量。

功 work

除了热以外,系统状态发生变化时与环境交换能量的另外一种形式,以符号 W 表示。并规定系统得到功时 W 为正值,系统对环境作功时 W 为负值。功不是状态函数。

功函 work content

即亥姆霍兹函数。

共轭溶液 conjugate solution

若两液体只能部分互溶而不能完全互溶,当这样的两种液体共存时会分为两层。这两个平衡共存的液层称为共轭溶液。

共沸温度 azeotropic temperature

两共轭溶液升温时,达到某个温度时两个液体同时沸腾产生与之平衡的气相而成三相共存。该温度称为共沸温度。

构型熵 configurational entropy

任一个确定的宏观状态下，体系的微观状态数目是很大的，即混乱度是很大的。体系的混乱度来源于体系中为数众多的粒子在空间位置的分布发生变化而出现许多微现状态；也来源于在总能量固定的条件下，各粒子在不同能级上的分布所给出的微观状态。前者称为构型混乱度，后者称为热混乱度。由构型混乱度所提供的熵，即 $S = k \ln \Omega$ 就叫作构型熵。对于不对称的直线型分子，在晶体内取向不同而有构型熵。当分子内的原子发生重排，也会对构型熵有贡献。处于基态的电子，由于基态的能级有一定的简并度对构型熵也有贡献。总之，由于构型的无序而产生的熵都属于构型熵。

孤立系统 isolated system

即隔离系统。

固溶胶 solid sol

胶体的一种。若分散介质为固体物质，分散相可以是气态、液态或另一种固态物质，此类胶体系统称为固溶胶。

固态混合物 solid solution

两种物质形成的液态混合物冷却凝固后，若两物质形成以分子、原子或离子大小相互均匀混合的一种固相，则称此固相为固态混合物或固溶体或固态溶液。

固相线 solid phase line

两组分固-液相图中表示固态混合物的熔点与其组成的关系曲线，称为固相线或熔点曲线。

光反应 photoreaction

在光的作用下进行的化学反应，称为光反应或光化反应。

光化学第二定律 the second law of actinchemistry

在光化学的初级过程中，系统每吸收一个光子则活化一个分子或原子。此规律称光化学第二定律或爱因斯坦光化当量定律。初级过程中一个分子活化后，在随后的次级过程中可能引起多个分子发生反应。

光化学第一定律 the first law of actinchemistry

只有被系统吸收的光，对于发生光化学变化才是有效的。

光敏反应 photosensitized reactions

有一些化学反应，其反应物不能吸收某一波长范围内的光，所以不发生反应。但如果加入另外的分子，这种分子能吸收这种波长的波，受激后再通过碰撞将能量传递给反应分子，反应就能进行。此类反应称光敏反应，亦称感光反应。能起这样作用的物质称为光敏剂或光敏物质。

光谱熵 spectrum entropy

见统计熵。

广度性质 extensive property

即广延性质。

广延量 extensive quantity

即广延性质。

广延性质 extensive property

系统分割成若干部分时，凡具有加和关系的性质称为广延性质。例如，体积具有加和性，则为广延性质。

规定熵 stipulated entropy

以纯物质完美晶体的熵在 0K 时等于零为始态，以温度为 T 时的指定状态 $S_b(T)$ 为末态，

所算出的 1mol 物质 B 的熵变 ΔS_B 即为物质 B 在该指定状态下的摩尔规定熵 $S_B(T)$ 。由于规定熵是以第三定律为基础，故亦称第三定律熵。

过饱和溶液 oversaturated solution

按照在相平衡的条件，应当有晶体析出而未析出的溶液称为过饱和溶液。这是一种亚稳状态。

过饱和蒸气 oversaturated vapor

按照相平衡的条件，在一定条件下应当凝结而未凝结的蒸气称为过饱和蒸气。过饱和蒸气的存在是一种亚稳状态。

过程 process

系统状态发生的变化称为过程。

过渡状态理论 transition state theory

该理论认为，反应物分子经过足够能量的碰撞先形成高势能的活化络合物的过渡状态，活化络合物可能分解为原始反应物，也可能分解为产物。当碰撞分子对的能量足以克服能垒的障碍时，就能达到并通过过渡状态变为产物。当碰撞分子对的能量不足以越过能垒时，便回到反应物的状态。过渡状态理论有时又称为绝对反应速率理论。

过冷水 super-cooled water

常压下将水冷至 0℃ 以下仍不结冰，此现象称为过冷现象，此种状态下的水称为过冷水。过冷水能自发地转变为冰，热力学上它是不稳定的但又能在一定时间内存在，故称之为亚稳状态。过冷现象的出现是由于动力学上的原因。

过冷液体 overcooled liquid

按照在相平衡的条件，应当凝固而不凝固的液体行称为过冷液体。这是一种亚稳状态。

过热液体 overheated liquid

按照在相平衡的条件，应当沸腾而不沸腾的液体行称为过热液体。这是一种亚稳状态。

亥姆霍兹函数 Helmholtz function

$A=U-TS$ 定义为亥姆霍兹函数。该函数为状态函数。

亥姆霍兹函数判据 Helmholtz function criterion

在恒温、恒容、不作非体积功的条件下，用亥姆霍兹函数 ΔA 的变化来判断过程进行的方向和限度。若 $\Delta A=0$ 则说明系统达到平衡，或 $\Delta A<0$ 则说明过程能自发进行。

亥姆霍兹自由能 Helmholtz free energy

即亥姆霍兹函数。

亥氏函数 Helmholtz function

亥姆霍兹函数的简称。

焓 enthalpy

焓 H 是具有广延性质的状态函数，定义为 $H=U+pV$ 。因此，焓为系统的内能与系统的压力与体积的乘积之和。焓具有能量的单位。因为内能的绝对值是不知道的，故焓的绝对值亦不知。焓没有明显的物理意义，只有在恒压且非体积功等于零的特定过程中，焓的变化与过程的恒压热相等。

亨利常数 Henry constant

亨利定律中的比例系数称为亨利常数。但是由于溶液中溶质的浓度可以有几种不同的表示方法，例如：物质的量分数（摩尔分数）、质量分数、体积摩尔浓度和质量摩尔浓度等，因此亨利常数亦有几种不同的形式，它们之间是可以相互换算的。不同浓度标度的亨利常数其单位也是不同的，在使用时应注意。以摩尔分数表示的亨利常数单位为 Pa ；以体积摩尔浓度表示的亨利常数其单位为 $\text{Pa} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{m}^3$ ；若使用质量摩尔浓度则亨利常数的单位为 $\text{Pa} \cdot$

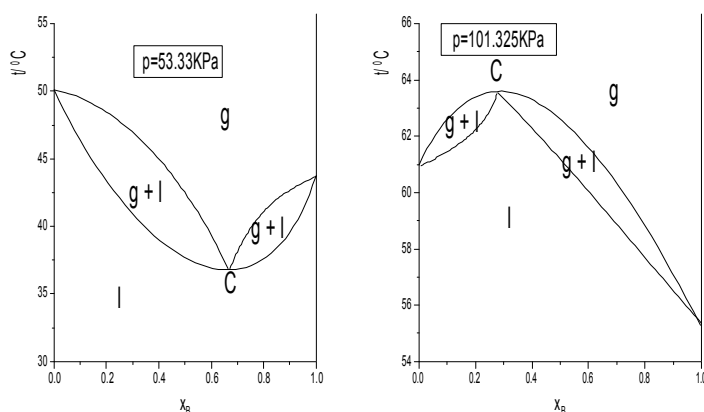
$\text{mol}^{-1} \cdot \text{kg}$ 。亨利常数与温度、溶剂及溶质的性质有关。

亨利定律 Henry law

1803 年亨利在研究中发现，气体在液体中的溶解度与气体的平衡压力成正比。若浓度以摩尔分数表示，则在一定温度和平衡状态下，稀溶液中挥发性溶质（B）在气相中的分压力（ p_B ）与其在溶液中的摩尔分数 x_B 成正比： $p_B = k_{x,B} x_B$ 。式中 $k_{x,B}$ 为比例系数，称为亨利常数，单位为 Pa 。

恒沸混合物 constant boiling mixture

最大正偏差系统的温度-组成图上出现最低点，在此点气相线和液相线相切。由于对应于此点组成的液相在该指定压力下沸腾时产生的气相与液相组成相同，故沸腾时温度恒定，且这一温度又是液态混合物沸腾的最低温度，故称之为最低恒沸点。该组成的混合物称为恒沸混合物。最大负偏差系统的温度-组成图上出现最高点，该点所对应的温度称为最高恒沸点，具有该点组成的混合物亦称为恒沸混合物。两种情况均在下面相图中的 C 点。



恒容摩尔热容 molar heat capacity at constant volume

1mol 物质在恒容、非体积功为零的条件下，温度升高 1K 所需要的热。

恒容热 heat at constant volume

系统体积恒定且非体积功为零时与环境交换的热。

恒外压 constant external pressure

系统状态变化时，外压（环境的压力）保持恒定。

恒压摩尔热容 molar heat capacity at constant pressure

1mol 物质在恒压、非体积功为零的条件下，温度升高 1K 所需要的热。

恒压热 heat at constant pressure

系统压力恒定且非体积功为零时与环境交换的热。

化学动力学 chemical kinetics

化学动力学研究浓度、温度、压力以及催化剂等各种因素对化学反应速率的影响和化学反应的机理。

化学反应计量式 stoichiometric equation of chemical reaction

表明参加化学反应的物质种类及任一物质 B 所发生的物质的量的变化的式子。例如，某化学反应的计量式可以写为： $aA + bB = lL + mM$ 。

化学反应计量系数 stoichiometric coefficient of chemical reaction

化学反应计量式中 $aA + bB = lL + mM$ 的系数 a 、 b 、 l 、 m 称化学反应的计量系数。对上式移项可以得到： $0 = lL + mM - aA - bB$ 即 $0 = \sum \nu_B B$ 其中 B 为参加反应的任何物质， ν_B 为对应的化学计量系数。产物的计量系数取正值，反应物的计量系数取负值。

化学反应进度 extent of chemical reaction

见反应进度。

化学亲合势 chemical affinity

在恒温、恒压下，摩尔反应吉布斯函数变的负值，即 $A = -\Delta_r G_m$ 称为化学亲合势。化学亲合势可以看成是化学反应的净推动力。化学亲合势越大，化学反应自发进行的趋势就越大。

化学热力学 chemical thermodynamics

物理化学的一个重要分支，主要是把热力学的定律用于化学平衡之中，解决化学和物理变化进行的方向和限度的问题，对化学反应的可能性和平衡条件作出预示。化学热力学的内容一般包括：热力学的基本规律、溶液、相平衡、化学平衡等。

化学势 chemical potential

混合物或溶液中组分 B 的偏摩尔吉布斯函数 G_B 又称为 B 的化学势 μ_B 。其定义式为：

$$\mu_B = G_B = \left(\frac{\partial G}{\partial n_B} \right)_{T, p, n_{C \neq B}}$$

化学势判据 chemical potential criterion

在指定条件下，根据化学势的变化判断物质流动的方向的判据方法称化学势判据。化学势判据可以用来判断化学反应、相变化、扩散等过程的可能性及限度。用化学势对物质的流动方向进行判断正像用电势判断电流的流动方向一样。物质总是由化学反应高的状态流向化

学势低的状态，直到二者的化学势相等为止。所使用的判据式为 $\sum_{\alpha} \sum_B \mu_B^{\alpha} dn_B^{\alpha} \leq 0$ 自发平衡
式中 μ 为化学势， α 代表不同的相态，B 为不同的物质。小于号表示过程可以自发进行，等号表示过程达到平衡。使用化学势作判据时，需要满足的条件是下列 4 个条件之一：（1）恒温、恒压、不作非体积功；（2）恒温、恒容、不作非体积功；（3）恒熵、恒压、不作非体积功；（4）恒熵、恒容、不作非体积功。但最经常使用的是条件（1）。

化学吸附 chemisorptions

化学吸附的作用力是化学键力。一般有选择性，吸附热较大，相当于化学反应的热效应，一般为 $40 \sim 400 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ，吸附速度较慢，不易达到平衡。吸附为单层吸附。气体在固体表面的吸附可以看成气体在固体表面的化学反应。

环境 environment

系统的环境的简称，见系统的环境。

环境熵变 entropy change in environment

在使用熵判据时，必须要计算环境的熵变。一般假定系统与环境实际交换的热即为环境的可逆热，仅符号相反。环境（例如大气）可以认为是一个很大的热源，有限的热不致改变其温度，则 T 可视为常数，故 $\Delta S(\text{环}) = -Q(\text{系}) / T(\text{环})$ 。

挥发度 volatility

纯物质的挥发度通常是以纯物质在一定温度下蒸气压的大小来衡量。只有较高蒸气压的物质称为易挥发物，蒸气压较低的物质称为较难挥发物。对于互溶混合液中各组分的挥发度，则是从该组分在蒸气中的分压和该组分与蒸气平衡的液相中的摩尔分数之比表示。例如 A、B 两物质组成的互溶混合液中，若 $p(A)$ 、 $p(B)$ 分别为 A、B 物的蒸气分压， $x(A)$ 、 $x(B)$ 分别为 A、B 物质在液相中的摩尔分数，则

A 组分的挥发度 $= p(A) / x(A)$

B 组分的挥发度 $= p(B) / x(B)$ 。

混合熵 entropy of mixing

混合过程的系统熵变。混合后由于混乱度增高熵将增大，混合熵大于零。

混合物 mixture

多组分系统中按标准态的选取方法的不同将其分为混合物和溶液。当对均匀系统中各组分 B、C、D... 均选用相同的标准态和同样方法进行研究时，称之为混合物。

活度 activity

理想液态混合物中任一组分 B 的化学势为 $\mu_B = \mu_B^S + RT \ln x_B$ 。真实液态混合物中组分 B 的化学势只要将 x_B 代之以活度 a_B ，也可以以同样的形式来表示 $\mu_B = \mu_B^S + RT \ln a_B$ 。其中 a_B 为组分 B 的活度， $a_B = f_B x_B$ 。 f_B 称为活度系数，还需进一步定义

$$\lim_{x_B \rightarrow 1} f_B = \lim_{x_B \rightarrow 1} (a_B / x_B) = 1$$

。对于真实溶液因有溶剂与溶质之区别，而溶质又有不同的浓度标度，选用不同的浓标时，溶质的标准化学势不同，故溶质的活度及活度系数亦不同。溶质选用质量摩尔浓度 b_B 时，

$$a_{b,B} = \gamma_B (b_B / b^S) \quad \text{并且} \quad \lim_{b \rightarrow 0} \gamma_B = \lim_{b \rightarrow 0} \{a_{b,B} / (b_B / b^S)\} = 1$$

若选用体积摩尔浓度 c_B 时，类似地有 $a_{c,B} = \gamma_B (c_B / c^S)$ 和

$$\lim_{c \rightarrow 0} \gamma_B = \lim_{c \rightarrow 0} \{a_{c,B} / (c_B / c^S)\} = 1$$

，式中 γ_B 为活度系数。电解质的活度与正、负离子的

活度之间的关系为 $a = a_+^{v_+} a_-^{v_-}$ 。由于单独离子的活度无法测定，而只能测出它们的平均活度，故经常使用是离子的平均活度 $a_{\pm} = (a_+^{v_+} a_-^{v_-})^{1/v}$ 其中 $v = v_+ + v_-$ 。于是电解质的活度、电解质的平均活度和正负离子的活度之间的关系为 $a = a_+^{v_+} a_-^{v_-} = a_{\pm}^v$ 。正负离子的平均活度系数为 $\gamma_{\pm} = (\gamma_+^{v_+} \gamma_-^{v_-})^{1/v}$ ；电解质的平均质量摩尔浓度 $b_{\pm} = (b_+^{v_+} b_-^{v_-})^{1/v}$ 。因此， $a_{\pm} = \gamma_{\pm} (b_{\pm} / b^S)$ ，当 $b \rightarrow 0$ 时， $\gamma_{\pm} \rightarrow 1$ 。

活化控制 activation control

若化学反应中涉及到反应前后反应物及产物的扩散过程，在一定条件下，其扩散速度与化学反应相比要快得多，则速率控制步骤为化学反应一步。称为活化控制或反应控制。

活化络合物理论 activated complex theory

见过渡状态理论。

活化能 activation energy

$$\frac{d \ln k}{dT} = \frac{E_a}{RT^2}$$

1889 年阿累尼乌斯提出反应速率常数 k 与温度 T 之间的关系为 $\frac{d \ln k}{dT} = \frac{E_a}{RT^2}$ 。该式可以看作是阿累尼乌斯活化能 E_a 的定义式。为了使化学反应能够进行，反应物的普通分子必须吸收足够的能量先变成活化分子。普通分子变为活化分子至少需要吸收的能量叫做活化能。使分子活化可以是热活化、光活化或电活化等等。化学反应的活化能越高该反应越不易进行，反之活化能越低反应进行的就越快。

霍根-华森图 Hougen-Watson Chart

参见普遍化压缩因子图。

基态能级 energy level at ground state

各种运动形式能量最低的那个能级称为基态能级。

基希霍夫公式 Kirchhoff formula

已知某一温度 T_1 下的标准摩尔反应焓 $\Delta_r H^{\circ} m(T_1)$ ，求另一温度 T_2 下的标准摩尔反应

焓 $\Delta_r H_m^\circ(T_2)$ 的公式。形式为：
$$\Delta_r H_m^\circ(T_2) = \Delta_r H_m^\circ(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta_r C_{p,m} dT$$
。

基元反应 elementary reactions

化学反应过程中，反应物分子一般总是经过若干简单步骤才最终转化为产物，组成一个反应的每一个简单步骤即为基元反应。基元反应分为单分子反应、双分子反应和三分子反应。双分子反应最为常见，而单分子和三分子反应都较少，四个分子碰撞在一起的概率极小，尚未发现有四分子反应。基元反应符合质量作用定律。

积分溶解热 integration heat of dissolution

在恒温、恒压条件下，1mol 溶质 B 溶解于物质的量为 n 的溶剂中其焓变称为该组成溶液的摩尔溶解焓。由于过程恒压，摩尔溶解焓与 1mol 溶质溶解，使浓度自零变化为 x_B 的变浓过程的总热相等，故又称为积分溶解热。

吉布斯—杜亥姆方程 Gibbs-Duhem equation

该方程表明在温度、压力恒定下，混合物的组成发生变化时，各组分偏摩尔量变化的相互依赖关系：
$$\sum_B n_B dX_B = 0 \quad \text{或} \quad \sum_B x_B dX_B = 0$$
。式中 n_B 和 x_B 分别为物质 B 的物质的量和物质的量分数； X_B 为物质 B 的偏摩尔量。这两个式子均称为吉布斯—杜亥姆方程。可见，当混合物的组成发生变化时，如果一组分的偏摩尔量增大，则另一组分的偏摩尔量必然减少，且增大与减少的比例与混合物中两组分的摩尔分数（或物质的量）成正比。

吉布斯—亥姆霍兹方程 Gibbs-Helmholtz equation

用于描述 Gibbs 函数与温度 T 之间关系的方程：
$$\Delta G = \Delta H + T(\partial \Delta G / \partial T)_{p,x} \quad \text{或} \quad (\partial \Delta G / \partial T)_{p,x} = (\Delta G - \Delta H) / T$$
。

吉布斯函数 Gibbs function

吉布斯函数的定义为 $G = H - TS$ ，该函数为状态函数。

吉布斯函数判据 Gibbs function criterion

在恒温、恒压、不作非体积功的条件下，用吉布斯函数 ΔG 的变化来判断过程进行的方向和限度。若 $\Delta G = 0$ 则说明系统达到平衡，或 $\Delta G < 0$ 则说明过程能自发进行。

吉布斯吸附公式 Gibbs adsorption formula

描述在一定温度下，溶液浓度、表面张力和吸附量之间定量关系的公式：
$$\Gamma = - \frac{c}{RT} \frac{d\sigma}{dc}$$
其中 c 为溶质在溶液本体中的平衡浓度； σ 为溶液的表面张力； Γ 为溶质在单位面积表面层的吸附量，其定义为：在单位面积的表面层中，所含溶质的物质的量与同样溶剂在溶液本体中所含溶质的物质的量的差值，称为溶液的表面吸附量或表面过剩。可以用下式来表示表面

过剩：
$$\Gamma = (n_2^s - n_2 \frac{n_1^s}{n_1}) / A$$
其中 n_1 溶剂在溶液本体中物质的量； n_1^s 溶剂在表面层中物质的量； n_2 溶质在溶液本体中物质的量； n_2^s 溶质在表面层中物质的量。由吉布斯吸附公式可以看出：当 $d\sigma/dc > 0$ 时发生负吸附；当 $d\sigma/dc < 0$ 时发生正吸附；当 $d\sigma/dc = 0$ 时不发生负吸附。

吉布斯自由能 Gibbs free energy

即吉布斯函数。

吉氏函数 Gibbs function

吉布斯函数简称。

极化电极电势 polarization potential of electrode

有电流通过电极时电极电势要偏离平衡电极电势，此时的电极电势称为极化电极电势。

极化曲线 polarization curves

电极电势与通过电极的电流密度之间的关系曲线称为极化曲线。

极化作用 polarization

当电极上有电流通过时，电极电势会偏离平衡电极电势。随着电流密度的增加，电极的不可逆性越来越大，电极电势对平衡电极电势的偏离也越来越远。这种在有电流通过电极时，电极电势偏离平衡电极电势的现象称为电极的极化作用。

极限摩尔电导率 limiting molar conductivity

无限稀释时的摩尔电导率称为极限摩尔电导率。

几率因子 steric factor

由碰撞理论得出的计算速率常数的公式 $k = Ae^{-\frac{E_c}{RT}}$ 与实验值对比，发现大多实际进行的反应的速率比理论值要慢。究其原因可能碰撞理论将反应只看成是硬球相撞，未考虑分子的结构。实际上分子是有一定的空间结构，碰撞部位不同效果可能不同。若不是碰撞在某些特定的部位上，即使能量高于 E_c 也可能不会发生反应，因此实际反应的速率大多比碰撞理论

计算的值要低一些。因此需要对理论进行校正，改写成 $k = PAe^{-\frac{E_c}{RT}}$ 。式中 P 称为几率因子或方位因子。大多数反应的几率因子小于 1。

计量式 stoichiometric equation

见化学反应计量式。

计量系数 stoichiometric coefficient

见化学反应计量系数。

价数规则 rule of valence

能使液溶胶发生聚沉的离子是与胶粒带相反电荷的离子，反离子的价数越高，聚沉能力就越大，这种关系称为价数规则。因舒尔采—哈迪首先提出，故亦称舒尔采—哈迪价数规则。

简并度 degeneracy

某一能级所对应的所有不同的量子状态的数目称为该能级的简并度。简并度亦称为统计权重或退化度。

键焓 bond enthalpy

即键能。

胶冻 broth jelly

液体含量较多的凝胶，叫做胶冻。

胶核 colloidal nucleus

在胶体溶液中，构成胶团核心的微小物质粒子，称为胶核。胶核是高度分散的微小物质粒子，因此具有很大的比表面，是热力学不稳定系统。物质粒子可以选择性的吸附某种离子成为带电体，被吸附的离子亦视为胶核的一部分。

胶凝作用 demulsification

高分子溶液在适当条件下，可以失去流动性，变为弹性半固体状态，这种系统称为凝胶。液体含量较高的凝胶称胶冻。使高分子溶液变为凝胶的作用，称为胶凝作用。

胶束 micelle

表面活性剂浓度足够大时，可以在水溶液中形成几十个或几百个表面活性剂分子的聚集体，这些聚集体称为胶束。胶束可以是球状、棒状、层状或扁椭圆状。胶束中亲水基向外与

水分子接触，憎水基向内，包在胶束中不与水接触，因此胶束可以稳定存在。

胶体 colloid

胶体分散系统的简称。

胶体分散系统 dispersion system of colloid

在多相分散系统中，分散在分散介质中的物质粒子其线度在 1~100nm 的分散系统，称为胶体分散系统，简称胶体。

胶体化学 collochemistry

研究高度分散的多相系统的科学。

胶体粒子 colloidal particles

带胶核会吸引介质中的反离子，反离子一部分紧密地分布在胶核周围，另一部分由于热运动分散于胶核周围。胶核与紧密分布的反离子构成胶体粒子，胶体粒子仍是带电的。

胶团 micelle

整个分散层及所包围的胶体粒子，称为胶团。胶团为电中性的。

焦耳 Joule

能量的单位。1 焦耳相当于 1 牛顿的力使物体在力的方向上移动 1 米时所做的功。也等于 1 瓦特的功率在 1 秒钟内所作的功。这一单位的名称是为了纪念英国物理学家焦耳(Jule 1819—1889)而命名的。在国际单位制中，规定各种能量单位统一为焦耳，简写焦，以符号 J 表示。

焦耳-汤姆生实验 Joule-Thomson experiment

焦耳和汤姆生于 19 世纪所作的节流膨胀实验。

焦耳-汤姆生系数 Joule-Thomson coefficient

节流膨胀前后压力和温度的变化率可以表示为 $\mu_{JT} = (\partial T / \partial p)_H$ 。其中 μ_{JT} 称焦耳-汤姆生系数。由于膨胀过程 dp 总是负值，所以 μ_{JT} 为正时则 dT 为负，表示节流膨胀引起致冷效应；反之若 μ_{JT} 为负时则节流膨胀引起致热效应；若 $\mu_{JT} = 0$ 则节流前后温度不变。显然，理想气体的节流膨胀系数恒为零。

焦耳-汤姆生效应 Joule-Thomson effect

气体流过多孔塞后温度发生变化的现象。

焦耳定律 Joule's law

理想气体的内能仅是温度的函数。这一结论是从焦耳的自由膨胀实验得到的，所以称为焦耳定律

接触电势 contact potential

通常指两种金属(也可以是其他电子导体)直接或间接通过其它电子导体接触，当达到平衡后在两相间建立的外电位差，即两个接触的金属间平衡状态下的伏打电势。产生接触电势的原因是由于不同材料的电子逸出功不同。当两种固体接触时，电子就会从逸出功较小的固体转移到逸出功较大的固体上去，达到平衡时，在界面上形成一定的电场而显示出电位差。

接触角 contact angle

固-液界面的水平线与气-液界面在气、液、固三相的会合点的切线之间的夹角称为润湿角或接触角。

节流过程 throttling process

液体在绝热条件下通过多孔塞或阻力阀的过程。

节流膨胀 throttling expansion

在绝热的条件下液体的始、末态分别保持恒定压力的膨胀过程。恒定液体流动时突然受

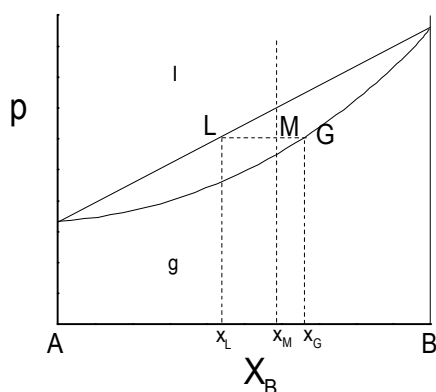
阻而使压力下降的情况，即可认为属于节流膨胀。多数气体经节流膨胀后温度下降，产生致冷效应。有些气体如氢、氦经节流膨胀后温度反而升高，产生致热效应。

节流膨胀系数 coefficient of throttling expansion

在等焓节流膨胀过程中，压力改变引起温度的变化可以表示为 $\mu_{JT} = (\partial T / \partial p)_H$ ，式中 μ_{JT} 称为焦耳—汤姆生系数或节流膨胀系数。

结线 tie line

相图中两个平衡相点的连线称为结线。例如下图中的 LG 线。



结晶热 heat of crystallization

物质从液态（熔融体或溶液）形成晶体的相变过程叫做结晶，在结晶过程中所放出的热称为结晶热。

解离化学吸附 dissociation chemical adsorption

分子在固体表面吸附时发生解离，此种化学吸附称为解离化学吸附。

界面 interfaces

任意两相的接触面称为界面。

界面张力 surface tension

见表面张力。

浸湿 immersion wetting

固体浸入液体时，气—固界面完全被固—液界面所取代，则为浸湿或浸渍润湿。

浸湿功 immersion wetting work

在一定的温度、压力下，浸湿的逆过程，即从液体中分离出被浸湿的单位面积的固—液界面，成为气—固界面时，系统所得到的最小功，称为浸湿功。

精馏 rectify

将液体混合物同时经多次部分气化和部分冷凝而使之分离的操作称为精馏。

聚（合）电解质 polyelectrolyte

即高分子电解质。

聚沉 coagulation

憎液溶胶中的微粒互相聚结，颗粒变大，进而发生沉淀的现象，称为聚沉。

聚沉值 coagulation value

使溶胶发生明显聚沉所需电解质的最小浓度，称为该电解质的聚沉值。

绝对反应速率理论 absolute reaction rate theory

见过渡状态理论。

绝对熵 absolute entropy

0K 时, 完美晶体所有分子、原子和电子的运动均处于最低能级, 排布方式只有一种, 从微观上看只有一种状态, 故熵值定为零。以此为起点所计算出的熵称为绝对熵。其实, 这样的熵仍然是相对的。因为核的运动状态没有考虑, 纯物质仍然是同位素的混合物。但化学反应不会改变核的状态及同位素的比例, 所以对于我们处理的化学过程仍然是准确的。

绝对温标 absolute temperature scale

又称开氏温标或热力学温标。是建立在卡诺循环的基础上的温标。规定水的三相点的温度为 273.16K。热力学温度的单位名称为“开”。由于水的三相点的温度为 0.0099℃, 故摄氏温度与绝对温度的换算关系是 $t = T - 273.15$ 。

绝热过程 adiabatic process

系统状态发生变化时, 与环境没有热交换的过程。

绝热量热计 adiabatic calorimeter

为了避免量热计因热辐射散失热量而产生误差, 量热计外面再加一个装有液体(例如水或其他液体)的夹套使夹套的温度时时维持与量热计内水的温度相同。这样内部容器的热辐射就可减少, 因此这种装置就称为绝热量热计。

绝热指数 adiabatic index

气体的定压摩尔热容与定容摩尔热容之比。

卡诺定理 Carnot theorem

在 T_1 和 T_2 两热源间工作的所有热机中, 可逆热机的效率最高。

卡诺循环 Carnot cycle

法国青年工程师卡诺在 1842 年发现: 热机在最理想的情况下, 也不能把所吸的热全部都转化为功, 只能一部分转化为功, 一部分传向低温热库。为了找出热机实际效率的极限, 卡诺设想了由四个可逆步骤构成的循环过程。得出可逆热机的效率 $\eta = (T_1 - T_2) / T_1$ 。式中 T_1 和 T_2 分别为高温热源和低温热源的温度。

开尔文公式 Kelvin formula

描述液体饱和蒸气压与其曲率半径之间关系的公式, $RT \ln(p_r/p) = 2\sigma M / \rho r$ 。其中 p 为某液体平面上的饱和蒸气压, p_r 为该液体弯曲液面上的饱和蒸气压, σ 为液体的表面张力, ρ 为液体的密度, M 为液体的摩尔质量, r 为液体的曲率半径。对一定的液体 p_r 只与 r 有关。凸液面 $r > 0$, $p_r > p$, 凹液面 $r < 0$, $p_r < p$ 。

柯诺瓦洛夫—吉布斯定律 Kononov-Gibbs law

若在液态混合物中增加某组分后, 蒸气总压增加或在一定压力下液体的沸点下降, 则该组分在气相中的含量大于它在平衡液相中的含量。在压力—组成图或温度—组成图中的最高点或最低点上, 液相和气相的组成相同。这些是柯诺瓦洛夫从实验中总结出来的, 且被吉布斯从理论上给予证明, 故称柯诺瓦洛夫—吉布斯定律。

科尔劳施离子独立运动定律 Kohlrausch's Law of Independent Migration of Ions

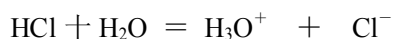
科尔劳施认为, 在无限稀的溶液中, 离子彼此独立运动互不影响, 因而每种离子的电导不受其它离子的影响, 故电解质的摩尔电导率是正、负离子的摩尔电导率之和。若电解质在

水溶液中全部解离 $C_{v^+} A_{v^-} \rightarrow v^+ C^{z^+} + v^- A^{z^-}$ 则在无限稀溶液中电解质的摩尔电导率为

$\Lambda_m^\infty = v^+ \Lambda_{m,+}^\infty + v^- \Lambda_{m,-}^\infty$ 。此关系称为科尔劳施离子独立运动定律。

可能的电解质 potential electrolyte

溶液中正、负离子来自共价键分子, 是通过共价键分子的溶剂化形成的, 例如:



则这样的物质称为可能的电解质。

可逆电池 reversible cell

可逆电池必须具备下列条件：1.电极反应必须是可逆的；2.通过的电流必须无限小；3.无液体接界电势；4.电池中进行的其它过程（例如：扩散过程等）也必须是可逆的。可逆电池可以用热力学方法进行处理和计算。

可逆过程 reversible process

在一系列无限接近平衡条件下进行的过程。譬如，系统与环境间有热交换时，两者的温差为无限小。系统与环境间有体积功交换时，两者的压力差也是无限小。

可逆过程方程 reversible process equation

描述可逆过程中系统 p 、 V 、 T 之间相互关系的方程。例如理想气体可逆绝热过程方程 $p_1 V_1^\gamma = p_2 V_2^\gamma$ 。其中 γ 为理想气体的绝热指数， $\gamma = C_p/C_v$ 。过程方程不同于状态方程，理想气体在可逆绝热过程中，经历的变化途径是按绝热过程方程所确定的路线进行的，但任一时刻又同时满足理想气体状态方程所确定的 pVT 关系。

可逆体积功 reversible volume work

系统进行可逆过程时与环境交换的体积功。若系统对环境做功，则在可逆条件下作出的功为最大功；若环境对系统做功，则在可逆条件下所作的功最小。

可逆相变 reversible phase change

在无限接近相平衡的条件下进行的相变化，为可逆相变化。

克拉佩龙方程 Clapeyron equation

表示纯物质两相平衡时，平衡压力 p 与平衡温度 T 间必须满足的函数关系式： $dp/dT = \Delta H_m / (T \Delta V_m)$ 。此方程适用于纯物质的任意两相平衡，例如，蒸发、熔化、升华和晶型转变等过程都可适用。式中 ΔH_m 是纯物质的摩尔相变焓， ΔV_m 是纯物质的摩尔体积变。

克劳修斯不等式 Clausius inequality

任意不可逆循环热温商之和小于零；而可逆循环的热温商之和等于零。即

$\oint (dQ/T) \leq 0$ 。或者说，系统状态变化时，若熵变与热温熵总和相等，则过程为可逆的；

$$\Delta S \geq \int_1^2 (dQ/T)$$

若熵变大于热温熵总和，则为不可逆过程。即。上两式统称为克劳修斯不等式。

克劳修斯—克拉佩龙方程 Clausius-Clapeyron equation

将克拉佩龙方程应用于液—气、固—气平衡，假定蒸气遵守理想气体定律，且液体的体积远小于蒸气的体积，克拉佩龙方程变为： $d \ln p / dT = \Delta_{\text{vap}} H_m / (RT^2)$ 此式称为克劳修斯—克拉佩龙方程。该方程用起来比克克拉佩龙方程方便，但推导时有近似故不如克拉佩龙方程精

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

确。克劳修斯—克拉佩龙方程的积分形式为：

控制步骤 control step

连串反应的总速度等于最慢一步的速率。这最慢的一步就称为反应速率的控制步骤。

库仑计 coulometer

即电量计。

扩散控制 diffusion controlled

如果化学反应的活化能很小，反应速率很快，扩散速率跟不上，则反应速率将主要取决于扩散的速率，称为扩散控制。

拉普拉斯方程 Laplace's equation

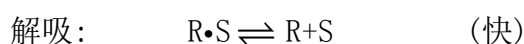
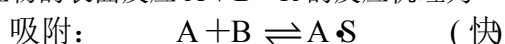
圆球型小液滴的附加压力与弯曲液面的曲率半径之间的关系为 $\Delta p = 2\sigma/r$ 。此式称为拉普拉斯方程。其中 σ 为液体的表面张力； r 为液体的曲率半径，对于凸液面 $r > 0$ ，对于凹液面 $r < 0$ ，对于水平液面 $r = \infty$ 。

拉乌尔定律 Raoult law

1886 年拉乌尔根据实验得出稀溶液中溶剂 A 的蒸气压 P_A 与溶液中 A 的摩尔分数 x_A 间的关系为 $P_A = P_A^* x_A$ 。式中 P_A^* 为纯溶剂在同样温度下的饱和蒸气压。这说明：稀溶液中溶剂的蒸气压等于同温度下纯溶剂的蒸气压与溶液中溶剂的摩尔分数的乘积。这就是拉乌尔定律。

兰格缪尔—欣谢尔伍德机理 Langmuir-Hinshelwood mechanism

有两种反应物的表面反应 $A + B \rightarrow R$ 的反应机理为



此机理称为兰格缪尔—欣谢尔伍德机理。

兰格缪尔吸附等温式 Langmuir adsorption isotherm formula

兰格缪尔提出的表示典型的单分子层吸附的覆盖率在给定温度下与压力的关系： $\theta = bp/(1+bp)$ 。 θ 为固体表面被覆盖的分数，称为覆盖率； b 为吸附平衡常数，或称吸附系数。

雷利公式 Rayleigh equation

该公式是用来计算光照射胶体时，散射光的强度。1871 年雷利假设粒子的尺寸远小于入射光的波长，可把粒子视为点光源；粒子间的距离较远，不考虑各个粒子间散射光的干涉；粒子不导电。基于这些假设，导出单位体积液溶胶的散射光强度

$$I = \frac{9\pi^2 V^2 C}{2\lambda^4 l^2} \left(\frac{n^2 - n_0^2}{n^2 + 2n_0^2} \right)^2 (1 + \cos^2 \alpha) I_0$$

式中 I_0 及 λ 分别为入射光的强度及波长； V 为每个分散相粒子的体积； C 为单位体积中的粒子数； n 及 n_0 分别为分散相及介质的折射率； α 为散射角； l 为观察者与散射中心的距离。此公式称为雷利公式。

冷冻系数 coefficient of refrigeration

即制冷系数。

冷却曲线 cooling curve

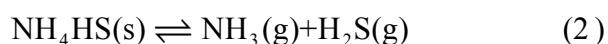
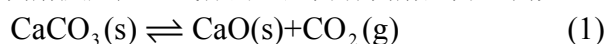
使用热分析法绘制相图，通常的作法是先将样品加热成液态，然后令其缓慢而均匀地冷却，记录冷却过程中系统在不同时刻的温度，再以温度为纵坐标，时间为横坐标，绘制成温度—时间曲线，即冷却曲线或称步冷曲线。

离解热 heat of dissociation

物质分解为较小的组成部分称为离解。离解的主要类型有热分解和电离。在离解过程中的热效应称为离解热。对于电离过程来说离解热就是电离热。离解热的单位是 J/mol (焦耳每摩尔)。

离解压力 dissociation pressure

离解反应产生气体的总压力称离解压力。例如：



反应 (1) $p(\text{CO}_2)$ 的压力即为离解压力。而反应 (2) 产物的总压为离解压力。

离域子系统 non-localized particle systems

统计热力学中按照粒子运动情况不同,把系统区分为离域子系统和定域子系统。离域子系统的粒子处于混乱的运动状态,它们没有固定的位置,粒子是不可分辨的,所以离域子系统又称为等同粒子系统。气体、液体就是离域子系统。

离子的标准摩尔生成焓 standard molar formation of ion

无限稀释 H^+ 的标准摩尔生成焓规定为零,得出其它离子在无限稀溶液中的标准摩尔生成焓的值。

离子的电迁移率 mobility of ions

一定离子在指定溶液中电场强度为 1 伏特每米时的速度称为该离子的电迁移率。离子电迁移率的单位为 $m^2 \cdot s^{-1} \cdot V^{-1}$ 。

离子的迁移数 transport number of ions

当电流通过电解质溶液时,溶液中的导电任务是由所有离子共同完成的,每种离子都担负着一定的导电任务。某种离子迁移的电量与通过溶液的总电量之比称为该离子的迁移数。离子的迁移数与离子的运动速度有关,电解质的浓度和温度发生变化时会影响离子的迁移数。

离子独立运动定律 law of the independent migration of ions

在无限稀释溶液中,离子彼此独立运动,互不影响,因而每种离子的电导不受其它离子的影响,故电解质的摩尔电导率为正负离子的摩尔电导率之和。

离子氛 ionic atmosphere

溶液中正负离子共存,离子在静电作用下,趋于规则地排列,而热运动又力图使它们均匀地分散在溶液中。在一定的时间间隔内,中心离子的周围异性离子分布的平均密度大于同性离子分布的平均密度。中心离子好象被一层异号电荷包围着,这层电荷所构成的球体称为离子氛。

离子强度 ionic strength

溶液中每种离子浓度 b_B 乘以离子电荷数 Z_B 的平方,这些乘积总和的一半即为离子强度 $I = \frac{1}{2} \sum b_B Z_B^2$ 。

理想混合物 perfect mixture

理想液态混合物的简称。

理想气体 ideal gas

在任何温度,压力下均服从理想气体状态方程的气体称为理想气体。理想气体具有如下两个特征:(1)分子本身没有体积;(2)分子间无相互作用力。

理想气体的绝热指数 adiabatic index of ideal gases

理想气体的定压摩尔热容与定容摩尔热容之比,称为理想气体的绝热指数

$$\gamma = C_{p,m} / C_{V,m}。$$

理想气体的微观模型 micro-model of ideal gas

理想气体的微观模型反映了理想气体的两个基本特征。即理想气体是一种分子本身没有体积,分子之间无相互作用力的气体。

理想气体反应的等温方程 isothermal equation of ideal gaseous reactions

描述理想气体在指定温度下化学反应的吉布斯函数变与各组分分压之间关系的方程。即

$$\Delta_r G_m = \Delta_r G_m^\ominus + RT \ln \prod_B (p_B / p^\ominus)^{\nu_B}。$$

理想气体绝热可逆过程方程 **adiabatic reversible process equation of ideal gases**

描述理想气体可逆绝热过程中任一状态的参数 T 、 V 之间的函数关系的方程，即 $T/T_1 = (V/V_1)^{1-\gamma}$ 。式中 γ 为理想气体的绝热指数。

理想气体状态方程 **state equation of ideal gas**

描述理想气体温度，压力和体积之间关系的方程。即 $pV=nRT$ 其中 p 为压力， V 为体积， n 为物质的量， R 为气体常数， T 为温度。这个方程也适用于混合理想气体， $pV=(n_1+n_2+n_3+\cdots)RT$ 。 n_1 ， n_2 ， n_3 为不同气体的物质的量。对于大多数实际气体，在常温与低压下部能适用，随着压力的增加便发生偏差，压力越高偏差越大。

理想稀溶液 **ideal dilute solution**

指溶质的浓度趋于零的溶液，又称无限稀溶液。溶液中的溶质符合亨利定律。

理想液态混合物 **perfect liquid mixture**

液态混合物中任一组分在全部组成范围内都符合拉乌尔定律，则该混合物称为理想液态混合物，亦简称为理想混合物。理想液态混合物的基本特征是各组分的分子具有相同的体积和相同的作用力。因此理想液态混合物在混合时没有体积效应，没有热效应。

粒子 **particles**

统计热力学中将聚集在气体、液体、固体中的分子、原子、离子等统称为粒子，或简称为子。粒子又可分为离域子和定域子。离域子系统的粒子处于混乱的运动状态，没有固定的位置，各粒子无法彼此分辨，故离域子系统又称等同粒子系统。气体、液体属离域子系统。定域子系统的粒子有固定的平衡位置，运动是定域化的，因此对处于不同位置的粒子可以加以区别，所以定域子又称可辨粒子。固体属定域子系统。按照粒子间相互作用的情况不同，又把系统区分为独立子系统和相依子系统。粒子间相互作用可以忽略的系统称为独立子系统，如理想气体。粒子间相互作用不能忽略的系统称为相依子系统，如真实气体、液体等。

粒子的配分函数 **partition function of particles**

统计热力学中将粒子的配分函数定义为 $q = \sum_j e^{-\epsilon_j/kT}$ 或者 $q = \sum_i g_i e^{-\epsilon_i/kT}$ 。

连串反应 **consecutive reactions**

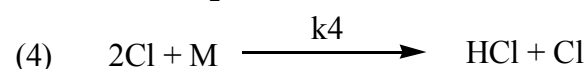
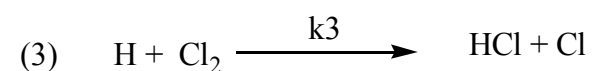
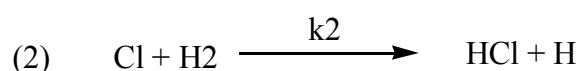
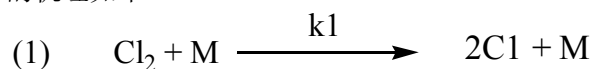
反应产物能继续反应再生成其它产物的反应，称连串反应。

链的传递物 **chain carrier**

链反应中自由原子、或自由基等活泼粒子叫做链的传递物。

链反应 **chain reactions**

链反应又称连锁反应。是一种复杂的复合反应，是由大量反复循环的连串反应所组成，反应过程中往往伴有活泼的离子、原子或自由基生成。链反应可分为单链与支链两大类。链反应一般与三个步骤所组成：链的引发、链的传递和链的中止。例如， H_2 和 Cl_2 反应生成 HCl 的机理如下



量热熵 calorimetric entropy

根据量热实验测得的有关热数据计算出的熵称为量热熵。

量子统计 quantum statistics

在本世纪 20 年代, 认识了微观粒子具有量子性质之后, 在量子力学的基础上对经典统计物理进行了改造, 就形成了量子统计。量子统计考虑到微观粒子运动状态的不连续性和泡利不相容原理。若每一能级至多只允许一个粒子, 即它遵守泡利不相容原理, 如此分布作统计的计算, 称费米—狄拉克统计。若每一能级所允许的粒子数目没有限制, 如此分布所作的统计计算称玻色—爱因斯坦统计法。

量子效率 quantum yield

吸收一个光子所能发生反应的分子个数, 称为量子效率。

临界参数 critical parameter

即临界常数。

临界常数 critical constant

临界压力、临界温度及临界体积总称为临界常数。

临界点 critical point

即临界状态。

临界胶束浓度 critical micelle concentration

形成胶束所需表面活性剂的最低浓度称为临界胶束浓度。参见胶束。

临界摩尔体积 critical molar volume

物质在临界温度、临界压力下的摩尔体积。

临界温度 critical temperature

气体加压液化所允许的最高温度。

临界压力 critical pressure

气体在临界温度时发生液化所需要的最小压力。

临界状态 critical state

随着温度和压力的逐渐提高, 气液平衡物系达到两相性质趋于一样, 相的界面消失的状态, 此时的温度和压力所标志的状态称为临界状态。

零级反应 zero order reaction

反应速率与反应物浓度的零次方成正比的反应为零级反应。
$$-\frac{dc_A}{dt} = kC_A^0 = k$$
, 可见零级反应就是反应速率与浓度无关。这类反应主要涉及一些光化学反应和表面催化反应。光化学反应其速率与光的强度有关而与浓度无关, 故为零级反应。某些表面催化反应其速率只与表面吸附的量有关, 当达到饱和吸附时反应速率恒定而与反应物的浓度无关。但应注意, 反应级数是在一定条件下有确定的值, 当外界条件改变且超出一定范围时, 反应级数有可能改变。

流动电势 streaming potential

在外力作用下, 迫使液体通过多孔膜或毛细管定向流动, 多孔膜两端产生的电势差称为流动电势。此过程可视为电渗的逆过程。

流动功 flow work

流动系统中, 受截面 1 以外的物质 (环境) 推动进入系统的功与系统推动截面 2 以外的物料 (环境) 流出系统的功之和。它属于机械功的一种。

笼罩效应 cage effect

在液体中每个分子都被周围分子所包围,就好像关在笼子中不能像气体分子那样自由地平动,只能在笼中振动。如果某次振动能量足够大,振动分子可能冲破笼子,而进入另外一个笼子中,在新笼子中进行振动。这种笼中运动产生的效应称为笼罩效应。

路易斯-兰德尔逸度规则 Lewis-Randall rule of fugacity

真实气体混合物中组分 B 的逸度等于该组分在混合气体的温度和总压力下单独存在时的逸度与该组分在混合物中摩尔分数的乘积,这就是路易斯-兰德尔逸度规则。其表示式为

$$f_B = f_B^* \gamma_B。$$

露点 dew point

将蒸气恒压降温,当到达某一温度时气相开始凝结出露珠式的液滴,此温度点称为该气相的露点。

露点线 dew point line

两组分气-液平衡相图中,气相线表示气相组成与露点的关系,故亦称露点线。

麦克斯韦关系式 Maxwell relations

以下四式统称为麦克斯韦关系式:

$$\left(\frac{\partial T}{\partial V}\right)_S = -\left(\frac{\partial p}{\partial S}\right)_V; \quad \left(\frac{\partial T}{\partial p}\right)_S = \left(\frac{\partial V}{\partial S}\right)_p;$$
$$\left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_V = \left(\frac{\partial S}{\partial V}\right)_T; \quad \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_p = -\left(\frac{\partial S}{\partial p}\right)_T。$$

麦克斯韦速率分布 Maxwell distribution of speeds

英国物理学家麦克斯韦(James Clerk Maxwell, 1831—1879)在 1860 年应用经典统计概念指出:处于热动平衡态的气体,由于大量气体分子间的相互碰撞,因而每个分子的速率是时刻改变的,并且各个分子的速率一般是各不相同的。但在定温下任一时刻,分布在速率 $v \rightarrow v+dv$ 之间的分子的分数却是不变的。称为麦克斯韦速率分布。对于一个内部已经达到热平衡和压力平衡等的气体体系来说,麦克斯韦速率分布函数为

$$n(v) = 4\pi N \left(\frac{m}{2\pi kT}\right)^{\frac{3}{2}} \exp\left(-\frac{mv^2}{2kT}\right) v^2。$$

麦克斯韦能量分布 Maxwell distribution of energy

将麦克斯韦速率分布中速率转变为分子的动能,即

$$\varepsilon = \frac{1}{2}mv^2$$

根据麦克斯韦速率分布函数 $n(v)$, 可以导出系统平动能的能量分布函数为

$$n(\varepsilon) = 4\sqrt{2}\pi N \left(\frac{1}{2\pi kT}\right)^{3/2} \varepsilon^{1/2} \exp\left(-\frac{\varepsilon}{kT}\right)$$

此式称麦克斯韦能量分布公式,上式也称为玻尔兹曼能量分布定律。

毛细管凝结 condensation in capillary

在毛细管内,若液体能润湿管壁,则液面呈凹液面状。根据开尔文公式,凹液面的饱和蒸气压小于平面的饱和蒸气压。毛细管内蒸气对平面液体尚未达到饱和,但对凹液面来说,可能已经达到过饱和,故蒸气可以在管内凝结成液体,这种现象称为毛细管凝结。

毛细现象 capillary phenomena

将半径一定的毛细管垂直地插入液体中,毛细管中的液面可能高于亦可能低于管外液面。管内液面的高低 h 与毛细管的半径 r 、液体的表面张力 σ 、液体的密度 ρ 等因素有关, $h=2$

$\sigma \cos \theta / (r \rho g)$ 。可见,在一定温度下,毛细管愈细,液体密度愈小,润湿角愈小,液面在毛细管中上升的愈高。若润湿角 $\theta > 90^\circ$,液体不能润湿管壁表面, $\cos \theta < 0$, h 为负值,上式仍可适用,负值说明毛细管内液面下降的深度。

米凯利斯常数 Michaelis constant

米凯利斯提出酶催化的机理并导出酶催化的速率公式
$$v_0 = \frac{k_2 [E]_0 [S]_0}{[S]_0 + \{(k_{-1} + k_2) / k_1\}}$$
, 式中 $[E]_0$ 是酶的初始浓度; $[S]_0$ 是酶催化的反应物的浓度; $\{(k_{-1} + k_2) / k_1\} = K_M$ 称为米凯利斯常数。

摩尔电导率 molar conductivity

在相距 1 米的两个平行电极之间放置含有 1 mol 电解质的溶液,此溶液的电导称为摩尔电导率。摩尔电导率的单位为 $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$ 。

摩尔反应焓 molar reaction enthalpy

在温度、压力、组成恒定状态下进行 $d\xi$ 微量反应引起焓的微变 dH ,折合为进行 1mol 反应引起的焓变,表示该状态下的摩尔反应焓。

摩尔反应吉布斯函数变 the change of Gibbs function of the molar reaction

在一定的温度、压力组成的条件下,把进行 $d\xi$ 时的微量反应折合成进行 1 摩尔反应时所引起的 Gibbs 函数变化。其数学表达式为:

$$\left(\partial G / \partial \xi\right)_{T,p} = \sum_B \nu_B \mu_B = \Delta_r G_m$$

摩尔混合熵 mole entropy of mixing

生成液态混合物的物质的量为 1mol,则混合过程中系统的熵变为摩尔混合熵。

摩尔气体常数 molar gas constant

理想气体状态方程 $pV=nRT$ 中 R 是一个比例常数,称摩尔气体常数,或简称气体常数。 R 的单位为 $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ 。其数值为 $8.3145 J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ 。

摩尔热容 molar heat capacity

摩尔热容是实验测定的一种基础热数据,有定容摩尔热容和定压摩尔热容两类。为 1mol 物质温度升高 1K 所需之热。

摩尔溶解焓 mole dissolution enthalpy

在恒温、恒压条件下,1mol 物质 B 溶解于物质的量为 n 的溶剂中形成摩尔分数为 x_B 的溶液时其焓变称为该组成溶液的摩尔溶解焓。

摩尔稀释焓 mole dilution enthalpy

在恒温、恒压的条件下,含有 1mol 溶质 B、摩尔分数为 $x_{B,1}$ 的溶液中添加溶剂稀释至 $x_{B,2}$,过程的焓变即指定条件下溶质 B 自 $x_{B,1}$ 稀释为 $x_{B,2}$ 的摩尔稀释焓。

内扩散控制 internal diffusion control

用固体催化剂催化气体反应时,反应气体由催化剂外表面向催化剂内孔表面的扩散,称内扩散。内扩散速率明显低于其它各步骤,总反应速率则受内扩散控制。比较直接的判断方法是若减小催化剂的粒度,反应速率增大,则为内扩散控制。

内能 internal energy

系统内所有粒子除整体动能和整体势能外,全部能量的总和。通常内能包括分子的动能、分子间相互作用的势能和分子内部的能量。分子内部的能量包括分子内部各种微粒运动的能量与粒子间相互作用能量之和。“除整体动能和整体势能外”是指内能的数值与系统所处的位置以及系统是处在静止中还是处于运动中无关。系统内能的绝对值是不知道的。内能是系统的广延性质和状态函数。内能又称热力学能。

内压力 internal pressure

范德华方程中的压力修正项称作内压力。

能级 energy levels

微观粒子的各运动形式的能量都是量子化的，也就是不连续的，而是阶梯式的，称为能级。

能级分布 energy level distribution

在平衡条件下，系统中粒子各能级的能量值完全确定。将N个粒子如何分布在各个能级上称为能级分布，或简称分布。

能量均分原理 principle of the equipartition of energy

一个分子若由N个原子所组成，则需要3N个坐标来描述分子中N个原子在空间的瞬间位置，该分子便只有3N个运动自由度，其中三个为质心在x、y、z方向的平动自由度，余者3N-3为分子的转动与振动自由度，总称为内自由度。例如双原子分子共有6个运动自由度，其中三个平动自由度，两个转动自由度和一个振动自由度。平动能(E_T)是由三个平方项所组成，每一个平方项对能量的贡献都是(1/2)kT，即

$$E_T = \frac{1}{2}mv_x^2 + \frac{1}{2}mv_y^2 + \frac{1}{2}mv_z^2 \\ = \frac{1}{2}kT + \frac{1}{2}kT + \frac{1}{2}kT = \frac{3}{2}kT$$

双原子分子有两个转动自由度，转动能(E_r)由两个平方项所组成，每一个平方项对能量

的贡献也是(1/2)kT，即： $E_r = \frac{1}{2}I\omega_x^2 + \frac{1}{2}I\omega_y^2 = \frac{1}{2}kT + \frac{1}{2}kT = kT$ 。式中I是转动惯量， ω_x 、 ω_y 分别为绕x轴和y轴转动的角速度。双原子分子有一个振动自由度，但振动能(E_v)包括两个平方项，动能项(1/2)mv²和位能项(1/2)Kx²，x是沿两原子连线即x轴上的振动位移，K是弹力常数。每一个平方项对能量的贡献也是(1/2)kT，即：

$$E_v = \frac{1}{2}m\left(\frac{dx}{dt}\right)^2 + \frac{1}{2}Kx^2 = \frac{1}{2}kT + \frac{1}{2}kT = kT$$

所以能量的表示式是由若干个平方项所组成，每一个平方项对能量的贡献平均都是(1/2)kT，这就是经典的能量均分原理。它只能适用于较高温度条件下的体系，在较低的温度时能量的量子化特征较为明显，这个原理不能适用。

能斯特方程 Nernst equation

能斯特(1890)提出的描述一定温度下可逆电池的电动势与参加电池反应各组分的活

度、分压之间的关系方程： $E = E^\ominus - \frac{RT}{ZF} \ln \prod_B a_B^{\nu_B}$ 。在25℃时，将有关常数代入可以表

示成 $E = E^\ominus - \frac{0.05916}{Z} \lg \prod_B a_B^{\nu_B}$ 。

能斯特热定理 Nernst heat theorem

即能斯特在1906年提出假定：“凝聚系统在恒温过程中的熵变，随温度趋近于0K而趋近于零”。

凝固点 freezing point

液体物质在一定的压力下逐渐冷却至开始析出固态时的平衡温度，称为该物质的凝固点。

凝固点降低 lowering of freezing point

稀溶液在冷却时，溶质与溶剂不生成固溶体时，即溶质不随溶剂析出而只析出纯溶剂时，

从溶液中析出固态纯溶剂的温度，会低于纯溶剂在同样压力下的凝固点，这种现象称为凝固点降低。其凝固点降低值可以表示为 $\Delta T_f = K_f \cdot b_B$ ，式中 b_B 为溶质 B 的质量摩尔浓度， K_f 称为凝固点降低常数。 K_f 只与溶剂的性质有关，而与溶质的性质无关。可见稀溶液的凝固点降低值仅与溶质的数量有关而与溶质的本性无关。

凝固点曲线 freezing point curve

两组分固—液相图中表示液态混合物的凝固点与其组成的关系曲线，称为凝固点曲线或液相线。

凝胶 gelatin

高分子溶液在适当条件下，可以大量高分子相互联接形成立体网状结构，网架间的溶剂不能自由流动而失去流动性，变为弹性半固体状态。此系统称作凝胶。除高分子溶液外，氢氧化铝、氢氧化铁等溶液也有这种现象。

凝聚态 condensed state

指液态或固态。

凝聚相 condensed phase

指液相或固相。

浓差超电势 concentration over-potential

有电流通过电极时，由于电极反应，电极表面附近的反应物或产物的浓度发生变化，使与溶液本体的浓度不同，从而导致电极电势偏离平衡电极电势。这种现象称为浓差极化。由此引起的电极电势的偏离值称为浓差超电势。

浓差极化 concentration polarization

见浓差超电势。

浓差电池 concentration cells

组成电池的阴、阳极的电极材料和电解质完全相同，但是电解质的浓度或气体的压力不同，这种电池称为浓差电池。浓差电池的标准电动势为零。电池电动势只取决于两电解质溶液的浓度或气体的压力。

帕斯卡 pascal

在国际单位制(SI)中压强的单位。在 SI 中力的单位是牛顿(N)，面积的单位是平方米(m^2)，所以压强的单位是牛顿每平方米($N \cdot m^{-2}$)，称为帕斯卡。简称为帕(Pa)。过去曾用大气压(atm)作为压强的单位，但它不是 SI 单位制。 $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$ 。

泡点 bubble point

将液态混合物恒压升温，达到一定温度时，液体开始起泡沸腾，该温度称为此液态混合物的泡点。

泡点线 bubble point line

两组分液—气相图上，表示液相组成与泡点的关系曲线，称为泡点线。

配分函数 partition function

配分函数的定义为 $q = \sum_j e^{-\varepsilon_j / kT}$ 或 $q = \sum_i g_i e^{-\varepsilon_i / kT}$ 。此两个定义式是等效的。

配分函数的析因子性质 property that partition function to be expressed as a product of the separate partition functions for each kind of state

假设独立子系统中粒子有 5 种运动形式，分别为平动、转动、振动、电子运动和核运动。各独立运动的配分函数分别为 q_t 、 q_r 、 q_v 、 q_e 、 q_i ，则粒子的总配分函数可以用各独立运动的配分函数之积表示 $q = q_t q_r q_v q_e q_i$ 。此性质称为配分函数的析因子性质。

碰撞截面 collision cross section

碰撞理论假设相撞的分子 A 和 B 均为半径分别为 r_A 和 r_B 的硬球, 以 $(r_A + r_B)$ 为半径的圆的面积 $\pi (r_A + r_B)^2$ 称为碰撞截面。

碰撞数 the number of collisions

单位时间、单位体积内分子 A 与 B 的碰撞次数称为碰撞数。

偏摩尔量 partial mole quantities

偏摩尔量是多组分单相热力学中一个非常重要的概念。组分 B 的某一偏摩尔量 X_B 是在一定温度、压力下, 一定组成的混合物 (或溶液) 中一摩尔 B 对系统 X 的贡献。X 代表广延

$$X_B = \left(\frac{\partial X}{\partial n_B} \right)_{T, p, n_{C \neq B}}$$

量 V、U、H、S、A、G 等。X 的偏摩尔量 X_B 的定义式为 X_B 为在恒温恒压恒组成的条件下, 每增加 1 mol B 引起系统广延量的变化。 X_B 可以是偏摩尔体积、偏摩尔内能、偏摩尔焓、偏摩尔熵、偏摩尔亥姆霍兹函数、偏摩尔吉布斯函数。

平衡常数 (理想气体反应) equilibrium constants for reactions of ideal gases

气体混合物的组成可以用分压 p_B 、浓度 C_B 、或摩尔分数 y_B 等来表示。因此, 用不同的浓度标度来表示平衡常数则有不同形式的平衡常数。(1) 标准平衡常数, 组成必须用分压来

表示: $K^s = K_p^s = \prod_B (p_B / p^s)^{v_B}$; (2) 实验平衡常数: $K_p = \prod_B p_B^{v_B}$; (3) 以浓度为

C^s 的纯理想气体为标准态的平衡常数: $K_C^s = \prod_B (C_B / C^s)^{v_B}$, 通常规定 $C^s = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$;

(4) 以摩尔分数表示的平衡常数: $K_y = \prod_B y_B^{v_B}$; (5) 以物质的量表示的平衡常数:

$K_n = \prod_B n_B^{v_B}$ 。上述 5 个平衡常数中, K_p^s, K_C^s, K_y 为无量纲纯数, 其它平衡常数通常是有单位的; K_p^s, K_C^s, K_p 仅是温度的函数, 而 K_y, K_n 不仅是温度的函数, 还是总压的函数; K_n 还与混合气体的总物质量有关。不同形式平衡常数间的关系如下:

$$\begin{aligned} K^s &= K_p (p^s)^{-\sum v_B} = K_C^s (C^s RT / p^s)^{\sum v_B} \\ &= K_y (p / p^s)^{\sum v_B} = K_n \left\{ p / (p^s \sum n_B) \right\}^{\sum n_B} \end{aligned}$$

当气体计量系数的代数和 $\sum v_B = 0$ 时, $K^s = K_C^s = K_y = K_n = K_p$ 。

平动配分函数 partition function of translation

统计热力学中粒子的配分函数可以表示成平动、转动、振动、电子和核运动共五种运动

形式配分函数的连乘积。其中, 平动配分函数 $q_t = \sum_i g_{t,i} e^{-\epsilon_{t,i} / kT}$ 。

平衡分布 equilibrium distribution

N、U、V 确定的系统达平衡时, 粒子的分布方式几乎将不随时间的变化而变化, 这种分布称为平衡分布。这时虽然最可几分布的数学几率是非常小的, 但最可几分布以及偏离最可几分布一个宏观上根本无法觉察的极小范围内, 各种分布的数学几率之和已十分接近于 1。所以说平衡分布是最可几分布所能代表的那些分布。

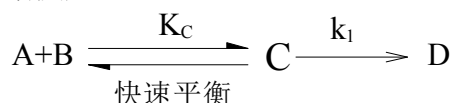
平衡态 equilibrium state

把处于某状态下的系统与其环境之间的一切联系均被隔绝, 它的状态仍不随时间而变化, 则该状态便是系统的平衡态。处于平衡态的系统必须满足下列三个条件: (1) 系统内部

处于热平衡，即各处的温度相等；(2) 系统内部处于力平衡，即各处压力相等；(3) 若系统内有相变化或化学变化，则这两类变化均应达到平衡。

平衡态近似法 equilibrium state approximation

若反应



第二步很慢，第一步能随时维持平衡，则 $\frac{c_C}{c_A c_B} K_c$ 即 $c_C = K_c c_A c_B$ 产物 D 的生成速率便可写成： $dc_D / dt = k_1 c_C = k_1 K_c c_A c_B = k c_A c_B$ 。这种认为某步反应随时能维持平衡的近似处理方法称平衡态近似法。

平衡状态图 equilibrium state diagram

即相图。

平均活度 mean activity

由于无法测出电解质正负离子的活度，而只能测出它们的平均活度，故定义电解质离子的平均活度 a_{\pm} ，与正负离子活度间的关系为 $a_{\pm} = (a_+^{v_+} a_-^{v_-})^{1/\nu}$ ，其中 $\nu = \nu_+ + \nu_-$ 。

平均活度系统 mean activity coefficient

正负离子的平均活度系数定义为 $\gamma_{\pm} = (\gamma_+^{v_+} \gamma_-^{v_-})^{1/\nu}$ 。

平均摩尔热容 mean molar heat capacity

实践中为了简化计算，在要求不很高的情况下可以使用物质的平均摩尔热容。平均摩尔热容也分为平均定压摩尔热容和平均定容摩尔热容两种。例如，平均定压摩尔热容可定义为 $\bar{C}_{p,m} = Q_p / (T_2 - T_1)$ ，物质的量为 1mol。

平均质量摩尔浓度 mean mass molarity

正负离子的平均质量摩尔浓度定义为 $b_{\pm} = (b_+^{v_+} b_-^{v_-})^{1/\nu}$ 。

平均自由程 mean free path

气体分子在两次连续碰撞间所经过的距离称为自由程。分子的混乱运动使自由程不断地无规则地变化，其平均值称为平均自由程，以符号 λ 表示，即

$$\lambda = \frac{1}{\sqrt{2} \pi n d^2}$$

式中 n 为每 cm^3 中气体的分子个数， d 为分子的直径。可以看出，平均自由程与 n 成反比，而 n 又与压力成正比，故平均自由程与压力成反比。因为压力越低，分子在单位时间内碰撞数越少而平均自由程就越大。

平行反应 parallel reactions

反应物能同时进行几种不同的反应，称平行反应。

破乳 demulsification

乳状液的破坏过程，称为破乳或去乳。一般需加入破乳剂。

铺展 spreading

少量液体在光滑的固体表面或液体表面上自动展开，形成一层薄膜的过程称为铺展。在一定的温度、压力下铺展单位面积过程的吉布斯函数变化为

$\Delta G_s = -\phi = \sigma_{s-l} + \sigma_{l-g} - \sigma_{s-g}$ ϕ 称为铺展系数。在一定的温度、压力下 ϕ 愈大，铺展性

愈好。铺展的必要条件是 $\varphi \geq 0$ 。

普遍化范德华方程 universal van der Waals equation

在范德华方程的基础上,用临界参数代替范德华方程中的 p 、 V 、 T ,并利用范德华常数与临界参数的关系消去范德华常数 a 和 b ,整理后得到: $p_r = 8T_r / (3V_r - 1) - 3/V_r^2$ 。该式中已不在出现各气体的特征常数 a 和 b ,成为一个以对比参数表达的普遍化状态方程,称为普遍化范德华方程。

其它功 the other work

除体积功以外的功,即非体积功。

气化热 heat of vaporization

一定量的液体,在温度保持不变的情况下转化为气体时所吸收的热量。一摩尔液体的气化热称为摩尔气化热。气化热随液体的种类和气化时的温度不同而不同。例如水在 273.15K(即 100℃)时的气化热为 40.66 千焦耳每摩尔,在 298.15K(即 25℃)时的气化热为 44.01 千焦耳每摩尔。外压对平衡相变时的气化热影响不大。

气溶胶 aerosol

固体或液体微粒分散到气体中形成的分散系统,称为气溶胶。

气体常数 gas constant

摩尔气体常数的简称,一般用字母 R 表示。在理想气体状态方程 $pV=nRT$ 中,若采用国家法定计量单位, R 的取值应当是 $8.3145\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ 。

气体分子运动论 kinetic theory of gases

这个理论首先是由伯努利(Daniel Bernoulli)在 1738 年所提出,经后人的充实,在十九世纪逐渐成为成熟的理论。气体分子运动论的几个基本论点是:(1)气体是由大量的质点或分子所组成,质点或分子本身的体积相对于分子间的自由空间或容器的容积,常可忽略不计;(2)分子持续不停的混乱运动;(3)分子间的碰撞以及分子与容器壁的碰撞是完全弹性的即不消耗分子的动能。根据这些论点,用简单的力学关系和统计方法进行推理和运算,可以阐明气体的一系列性质,揭示气体的一些宏观现象和其内部分子热运动的联系。

气体分子运动论的基本方程 fundamental equation of kinetic theory of gases

根据气体分子运动论导出的基本方程为 $pV = (1/3)nm\bar{c}^2$ 上式中 m 为一个分子的质量, n 为分子数, \bar{c} 为根均方速率。

气溶胶 aerosol

以固体或液体为分散相,气体为分散介质所形成的胶体系统,称为气溶胶。例如云或雾是小水滴分散在空气中;烟尘是微小的固体颗粒分散到空气中。

气相线 vapor line

两组分气-液平衡压力-组成图中,表示液相蒸气总压力与蒸气组成关系的曲线,称为气相线。

迁移数 transport number

电解质溶液的导电任务是由溶液中所有正负离子共同完成的。某种离子迁移的电量与通过溶液的总电量之比称为该离子的迁移数。正负离子的迁移数可分别表示为

$$t_+ = \frac{Q_+}{Q_+ + Q_-}, \quad t_- = \frac{Q_-}{Q_+ + Q_-}。$$

潜热 latent heat

即相变热。

强度量 intensive quantity

即强度性质。

强度性质 intensive property

系统分割成若干部分时，系统总的宏观性质不能由各部分加和得到的那些性质称为强度性质。例如，压力和温度等性质。

亲液溶胶 hydrophilic sol

某些高分子化合物在某个线度上属于胶体分散系统的范围，它们与水或其它的溶剂有很强的亲合力，故称为亲液溶胶。

氢电极 hydrogen electrodes

见标准氢电极。

区域熔化 zone melting

又称区域提纯，是提纯物质的一种方法。利用杂质在固相和液相的溶解度不同，使材料提纯。一般是用一个高频加热环形外套，将较长的棒状材料的一端熔化，使形成一个狭窄的熔区，然后移动加热环，使熔区缓慢地向另一端推进。随着熔区的移动，已熔部分重新凝固。通过多次的这种区域熔化和再凝固，可使大部分杂质最后集中于棒的某一端，而使棒的其余部分达到极高的纯度。区域熔化除了主要应用于半导体材料的提纯外，也用于提高金属、无机化合物和有机化合物的纯度。

热 heat

系统与环境由于温度差的存在而引起的能量交换即为热。热一般用符号 Q 来表示，并规定系统吸热 Q 为正，而放热 Q 为负。热不是状态函数。

热爆炸 heat explosion

爆炸的原因一般分为两种，一种是热爆炸，另外一种为支链反应。若某一放热反应在一个小空间内进行，反应热来不及散出，则导致温度迅速升高，温度升高又会使反应速率加快，放热就更多，升温就更快，如此循环，结果反应速率在瞬间大到无法控制而引起爆炸，这种爆炸称为热爆炸。

热泵 heat pump

利用外部能量将低温的热移向高温的装置称为热泵。在高温区和低温区两温度差别不大时，可得到数倍于功的热。

热功当量 mechanical equivalent of heat

焦耳用不同的方法求热与功之间的转换关系，实验表明热量与机械功之间有一定的置换关系。1 卡的热量等于 4.1840 焦耳，这就是热功当量。

热函 heat content

即焓。

热化学 thermochemistry

化学变化和物理变化的过程中常伴有吸热或放热。对这些热效应进行测定、归纳和研究的科学称为热化学。热化学是物理化学的一个分支。

热化学方程 thermochemical equation

表示化学反应与热效应关系的方程。由于热与途径有关，故在热化学方程式中应明确给出物质的状态如温度、压力、相态，对固体应给出其结晶形态，对液体应给出其成分等。

热机 heat engine

通过工质（如气缸中的气体）从高温热源吸热作功，然后向低温热源放热复原，如此循环操作，不断将热转化为功的机器。

热机效率 efficiency of heat engine

热机从 T_1 热源吸的热 Q_1 转化为功 $-W$ 的分数, 即 $\eta = -W/Q_1$ 。

热力学 thermodynamics

热力学是一门关于物理或化学变化所应遵循的普遍性规律的学科。其主要基础是热力学第一定律和热力学第二定律。热力学是一种宏观理论, 它的研究方法不追究物质的微观结构及变化的机理和速率, 它只研究组成物质的大量分子 (或原子) 整体表现出来的各种宏观性质及其这些性质之间的量的关系。

热力学第二定律 the second law of thermodynamics

热力学第二定律是人类经验的总结, 它不能用数学逻辑来证明。但从未发现有违背这一定律的实验事实, 因而它的正确性是毋庸置疑的。热力学第二定律有很多种说法, 比较经典的是克劳修斯的说法和开尔文的说法。克劳修斯的说法: “热不能自动从低温流向高温”。开尔文的说法: “不能从单一热源吸热作功而无其它变化”。第二定律的每一种说法都是等效的。

热力学第三定律 the third law of thermodynamics

普朗克在 1911 年对热力学第三定律提出如下表述形式: “0K 时纯物质凝聚相的熵为零”。后来的研究发现, 纯物质的玻璃体或有缺陷的晶体虽然都是凝聚相, 但 0K 时熵都大于零, 因为它们都保留了一定的无序度。因此, 修正的普朗克说法是 “纯物质完美晶体的熵, 0K 时为零”。

热力学第一定律 the first law of thermodynamics

热力学第一定律就是能量守恒定律。可以表述为在隔离系统中无论经历任种变化, 其能量是守恒的。即隔离系统中能量的形式可以相互转化, 但不会凭空产生, 也不会自行消灭。从 17 世纪到 19 世纪人们曾企图制造一种不需要任何动力而能不断作功的机器, 即所谓 “第一类永动机”。热力学第一定律指出, 这种机器是不可能造成的。因此热力学第一定律也可以表述为: 第一类永动机是不可能造成的。

热力学基本方程 fundamental equation of thermodynamics

描述热力学函数之间相互关系的四个基本公式。它们是: $dU = TdS - pdV$; $dH = TdS + Vdp$; $dA = -SdT - pdV$; $dG = -SdT + Vdp$ 。

热力学几率 thermodynamic probability

某种分布的微态数称为热力学几率。热力学几率不同于数学几率。数学几率的取值是 0~1, 而热力学几率指微态数, 故一般是一个很大的数。

热力学能 thermodynamic energy

即内能, 见内能。

热力学特性函数 characteristic thermodynamic function

在适当选择独立变量的情况下, 只需一个热力学函数就可以把一个均匀系的平衡性质完全确定。这个函数就称为热力学特性函数, 简称特性函数。假定已知 $U = f(S, V)$, 若此函数为已知, 则物系的平衡性质就可完全确定。所以称 U 是以 S 和 V 为独立变量的特性函数。

热力学温标 thermodynamic scale of temperature

即绝对温标。

热力学温度 thermodynamic temperature

热力学温度是国际单位制的 7 个基本量之一。它的单位 “开尔文” 是水三相点热力学温度的 $1/273.16$ 。在 1954 年第十届国际计量大会上, 把热力学温度的单位定为 “开氏度”, 符号为 “°K”。在 1967 年第十三届国际计量大会上, 决定用 “开尔文” 取代 “开氏度”, 符号改为 “K”。同时决定热力学温度单位和温度间隔单位是同一单位, 采用同一符号。此外, 温度间隔也可用摄氏度表示。在实际温度测量中, 过去常用摄氏温度, 因此国际计量委员会也允许使用它, 并把摄氏度放在具有专门名称的 SI 导出单位中。摄氏度的符号为 “°C” 其定义为 $t = T - T_0$ 。式中 t 为摄氏温度。 T 表示热力学温度, $T_0 = 273.15\text{K}$ 。热力学温度过去称

为绝对温度。热力学温标的零度称为绝对零度。

热熵 thermal entropy

体系内的微观粒子由于热运动可以处在一系列不同的能级上。由此所构成的微观状态数对熵的贡献，称为热熵。热熵随温度的变化而变化。分子的热运动通常有平动、转动和振动三种方式，所以热熵通常也可分为三部分，即平动熵、转动熵和振动熵。

热效应 heat effect

体系在等温变化过程中，所吸收或放出的热量称为热效应，用 Q 表示。热效应可分为等压热效应和等容热效应。热效应的符号通常以吸热为正值，放热为负值。

熔点曲线 melting point curve

在两组分固-液平衡相图中，表示液态混合物的凝固点与其组成的关系曲线，称为熔点曲线或液相线。

熔化热 heat of fusion

物质从固态转变为液态的过程称为熔化(或熔解)。晶体物质在一定的压力下加热到一定的温度时开始熔化，在熔化过程中吸收热量，但温度保持不变，直到全部熔化为液体为止。在固态和液态平衡共存时的温度称为熔点。一定数量的晶体物质，在熔点时，从固态全部变为液态时所需要的热量称为该物质的熔化热(也称为熔解热)。各种晶体的熔化热不同。例如冰在 273.15K(即 0℃)时的熔化热为 333.6 千焦耳每千克，苯在熔点 278.68K(即 5.53℃)时的熔化热为 127.4 千焦耳每千克。熔解的逆过程为凝固，纯物质的凝固点与熔点是同一温度，所以凝固热和熔化热数值相同但相差一个正负号。

溶胶 colloidal sol

分散介质为液体，分散相可以是气体、固体或另外一种互不相溶的液体，此类胶体系统称为液溶胶，简称溶胶。若分散介质是固体，分散相可以是气体、液体或另外一种固体，此类胶体系统称为固溶胶。若分散介质为气体，分散相只能是液态或固态物质，此类胶体系统称为气溶胶。

溶解焓 dissolution enthalpy

见摩尔溶解焓。

溶液 solution

多组分系统中按标准态的选取方法的不同将其分为混合物和溶液。当对均匀系统中的组分区分为溶剂(A)和溶质(B)，而对二者选用不同的标准态和不同的方法进行研究时，称之为溶液。

溶胀 swelling

干燥的弹性凝胶吸收分散介质而体积增大的现象，称为溶胀。

乳化剂 emulsifier

能使水和油相互分散，形成稳定的乳状液的物质，称为乳化剂。乳化剂一般为表面活性物质。乳化剂的这种作用称为乳化作用。

乳状液 emulsion

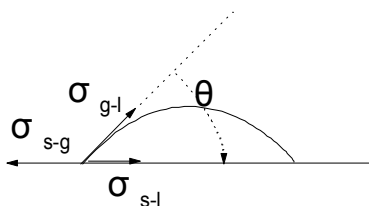
由两种不互溶或仅部分互溶的液体形成的粗分散系统，称为乳状液。乳状液可分为两大类，一类为油分散在水中，形成水包油型乳状液；另一类为水分散到油中，形成油包水型乳状液。

润湿 wetting

液体与固体接触时，若润湿角 $\theta < 90^\circ$ ，则称为润湿。

润湿角 wetting angle

固-液界面的水平线与气-液界面在气、液、固三相的会合点的切线之间的夹角 θ 称为润湿角或接触角。



萨克尔—泰特洛德方程 Sackur-Tetrode equation

计算理想气体摩尔平动熵常用的公式：

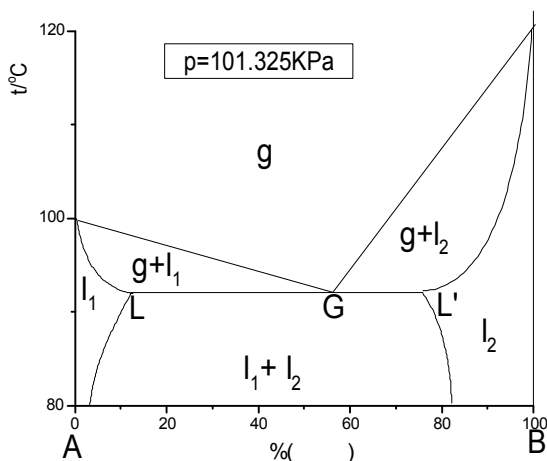
$$S'_{m,t} = R \left\{ \frac{3}{2} \ln(M / \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}) + \frac{5}{2} \ln(T / \text{K}) - \ln(p / \text{Pa}) + 20.723 \right\}$$

三相点 triple point

单组分系统三相平衡共存时所对应的温度和压力。例如，冰、水和水蒸气三相平衡共存时，系统的温度和压力分别为 0.01℃ 和 0.610kPa。三相点平衡共存时，系统的自由度为零，即温度和压力都是唯一确定的。只要有一个量发生变化三相平衡即被破坏。

三相平衡线 triple-phase line

相图中，三相平衡共存的直线称为三相平衡线。例如两组分液态部分互溶系统液—气平衡相图中 L、G、L' 三个相点的连接直线便是三相平衡线。下面的相图为水（A）与正丁醇（B）在 $p=101.325\text{KPa}$ 时的温度组成图。在三相平衡线上三相平衡共存，加热时在三相线上温度及三个相的组成都不会改变。



熵 entropy

熵是重要的热力学状态函数。其定义为可逆过程的热温商。 $dS=dQ_r/T$ 。

熵判据 entropy criterion

在隔离系统中 $\Delta S(\text{隔离系统}) = \Delta S(\text{系统}) + \Delta S(\text{环境}) \geq 0$ ，若 $\Delta S(\text{隔离系统}) = 0$ 则系统达到平衡，若 $\Delta S(\text{隔离系统}) > 0$ 则系统发生的变化为自发过程。

熵增原理 principle of entropy increase

在绝热或隔离系统中发生任何变化熵总是不变或者增加而不会减少, 即 $\Delta S \geq 0$ 。称为熵增原理。在绝热系统中若发生可逆变化, 则 $\Delta S = 0$; 若发生不可逆变化, 则 $\Delta S > 0$ 。

渗透压 osmotic pressure

在一定温度下用一个只能使溶剂透过而不能使溶质透过的半透膜把纯溶剂与溶液隔开, 那么溶剂就会透过半透膜渗透到溶液中使溶液液面升高, 直到达到平衡状态, 渗透才停止。渗透平衡时, 溶剂液面和同一水平的溶液截面上所受到的压力之差称为渗透压, 用符号 Π 表示。渗透压的大小与溶液的浓度有关, $\Pi = cRT$ 或 $\Pi V = nRT$, 其中 c 是溶质的体积摩尔浓度。此式称为稀溶液的范特霍夫渗透压公式。由此式可以看出, 渗透压的大小只与溶液中溶质的浓度有关, 而与溶质的本性无关, 故渗透压亦为稀溶液的依数性之一。从形式上看, 渗透压公式与理想气体状态方程是相似的。

渗析法 dialytic process

在胶体制备过程中, 常需除去过量的电解质或其它杂质。为此利用胶体粒子不能透过半透膜的特点, 将溶胶装于膜内, 放于流动的水中, 经一定时间的渗透作用, 可除去多余的电解质或其它杂质。此种方法称为渗析法。

生成反应 formation reaction

由单质生成化合物的反应。

升华热 heat of sublimation

固体(晶体)物质不经过液态阶段而直接转变为气态的现象叫做升华。升华过程中所吸收的热量叫做该物质的升华热。例如苯甲酸的升华热为 39.71×10^3 焦耳每摩尔。升华的逆过程叫做凝华。纯物质的升华热和凝华热数值相同而正负号相反。

实际气体 real gas

又称真实气体。一切实际存在的气体的统称。实际气体分子具有一定的体积; 并且分子间存在着相互作用力。在高温低压下实际气体的上述两项因素均可忽略下计, 其行为便接近理想气体而遵守玻义耳定律、盖-吕萨克定律以及理想气体状态方程。如果降低温度, 增大压力, 实际气体的上述两项因素便在不同程度上呈现出一定的作用。当实际气体分子的动能减至足够低时, 分子间的相互引力达到一定的程度时, 实际气体便会发生液化。而理想气体是不会被液化的。

舒尔采-哈迪规则 Schulze-Hardy rule

见价数规则。

松弛力 relaxation force

每一个离子都有带相反电荷的离子氛围绕着它, 平衡时, 离子氛是对称的。当有外加电场时, 正离子向负极移动, 负离子向正极移动, 离子氛的对称性遭到破坏。例如移动着的中心正离子前面的负电荷浓度较低, 后面又较高, 负离子就要重新分布, 企图恢复离子氛原来的对称性。但是恢复对称性需要一定的时间, 而在电场的作用下离子不断前进不允许离子氛有这个时间, 因此它们的对称性不可能恢复。这个离子氛的不对称性对中心离子的运动产生一种相反方向的阻力, 这种阻力称为松弛力。它是引起电导值下降的原因之一。

松弛时间 time of relaxation

离子氛的形成是由于来自中心离子和附近的反号离子的相互作用。若突然取出中心离子, 形成离子氛的力不复存在, 离子氛就要拆散, 回到无规则的平衡分布状态, 但是拆散是通过离子的布朗运动进行的, 需要一定的时间才能达到无规则的平衡分布, 这个时间叫做松弛时间。离子氛的松弛时间与溶液的浓度、电解质的价型都有关系。

速度常数 reaction rate constant

速率方程 $-\frac{dc_A}{dt} = kC_A^\alpha C_B^\beta \dots$ 中的系数 k 称为速率常数或反应比速。温度一定速率常数

一定，与浓度无关。一般温度升高， k 亦变大， k 越大反应就越快。由速率方程可以看出， k 可以看成是各有关物质的浓度均为单位浓度时的反应速率。不同反应级数的 k 其单位是不同的。

速率方程 rate equations

表示化学反应速率和浓度等参数之间关系，或表示浓度等参数与时间之间关系的方程式，称为化学反应的速率方程式，或简称速率方程。

速率控制步骤 rate determining step

连串反应的总速度等于其中最慢的一步的速度，这最慢的一步则称为反应的速率控制步骤。

塔菲尔公式 Tafel equation

1905 年塔菲尔提出一个描述氢超电势与电流密度 J 的关系的经验式 $\eta = a + b \lg(J/[J])$ ，称为塔菲尔公式。其中 a 、 b 为经验常数。该式对其它电极过程也基本适用。

态-态反应 state-state reactions

对于每种参加反应的分子都详尽到分子状态的反应，称为态-态反应。

唐南平衡 Donnan equilibrium

高分子溶液与纯水用半透膜隔开，隔膜两侧离子的渗透平衡，称为唐南平衡。因为此种膜平衡的理论是唐南于 1911 年提出的。

淌度 mobility

离子的淌度即离子的电迁移率的旧称。

特鲁顿规则 Trouton rule

特鲁顿规则是估算蒸发热数据的经验规则。对非极性液体来说，其正常沸点时的摩尔蒸发热与正常沸点之比为一常数，即各种非极性液体的摩尔蒸发熵为一常数，常数的值约为 $88 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

特性粘度 intrinsic viscosity

$$[\eta] = \lim_{c \rightarrow 0} \left(\frac{1}{c} \cdot \frac{\eta - \eta_0}{\eta_0} \right)$$
表示当 $c \rightarrow 0$ 时，比浓粘度的极限值。其中 c 为溶液浓度； η_0 为溶剂粘度； η 为溶液粘度。

体积功 volume work

由于系统体积变化而与环境交换的功。

统计权重 statistical weight

某一能级所对应的所有不同的量子状态的数目称为该能级的统计权重，或简并度。亦曾称为退化度。

统计热力学 statistic thermodynamics

统计热力学又称统计力学。统计热力学主要是关于物质体系平衡性质的统计理论。在统计热力学中，物质体系是一个由大量按照一定的力学规律运动的分子和原子等组成和达成平衡的体系。它以热力学的三个定律为基础，利用生成热、热容、规定熵等热力学数据，研究平衡系统各宏观性质之间的相互关系，进而预示过程自动进行的方向和限度。统计热力学弥补了热力学的不足，两者彼此联系，相互补充。

统计熵 statistic entropy

用统计热力学方法计算出系统的熵值称为统计熵。通常的温度下粒子的电子运动和核运动处于基态，而一般的物理化学过程中电子运动和核运动对熵的贡献保持不变，所以过程的熵变是由平动熵 S_t 、转动熵 S_r 及振动熵 S_v 构成。则统计熵 $S = S_t + S_r + S_v$ 。统计熵计算时要用到物质的光谱数据，故又称光谱熵。

途径 path

状态变化的具体历程称为途径。

途径函数 path function

除与系统的始态、末态有关以外，还与系统变化的具体途径有关的热力学函数。热和功都属于途径函数。

外扩散控制 external diffusion control

用固体催化剂催化气体反应时，反应气体由远处向催化剂外表面扩散或其逆过程，称为外扩散。外扩散速率明显低于其它各步骤，总反应速率则受外扩散控制。比较直接的判断方法是若增加气流速度反应速率增大，则说明外扩散控制。

完美晶体 perfect crystalline

所有质点都处于最低能级、规则地排列在完全有规律的点阵结构中，形成一种唯一的排布状态。这种晶体称为完美晶体。

完全气体 perfect gas

即理想气体。

微观状态 microstate

粒子的量子态称为粒子的微观状态，简称微态。

微态 microstate

微观状态的简称。

韦斯顿标准电池 Weston standard battery

是一个高度可逆的电池，主要用来作为测定其它电池电动势的标准。该电池的阳极是镉汞齐浸于硫酸镉溶液中，阴极为汞与硫酸亚汞的糊状体浸于饱和硫酸镉的溶液中。该电池电势稳定，随温度变化很小。

维恩效应 Wien effect

在强电场的作用下，溶液摩尔电导变大的现象是 1929 年首先由维恩所发现。当电场强度增加时，离子的迁移速率变快，在松弛时间内它所走的距离将数倍于离子氛半径，中心离子的运动已不受离子氛的牵制，松弛力和电泳力的影响都可以忽略。所以摩尔电导将随着电场强度的增加而增加，最后接近于 Λ_0 。

维里方程 virial equation

virial 一词来源于拉丁文，是“力”的意思。维里方程是卡末林-昂尼斯于上世纪初作为纯经验方程提出来的，即采用了一个无穷级数来修正不同条件下的实际气体的压缩因子 Z 偏离理想值 1 的情况，一般的表达式为： $Z(p,t)=1+B'p+C'p^2+D'p^3+\dots$ ，式中的 B' 、 C' 、 D' 、 \dots 分别为各压力修正项的系数，依次称为第二、第三、第四、 \dots 维里系数。

维里系数 virial coefficient

维里方程中的修正系数。见维里方程。

稳流过程 steady flow process

在物质流动的系统中，达到稳定状态时，每个截面上物质的性质不再随时间而变化。满足这些条件的流动过程称为稳流过程。

稳态近似法 stationary state approximation

在连串反应中若中间产物 B 很活泼，一俟生成极易反应，也就是说第二步反应比第一步反应快得多，故 B 几乎没有积累，其浓度很小。在 $c_B \sim t$ 曲线图上， c_B 几乎为一条紧靠横座标轴且与横坐标轴平行的直线。可以认为 $dc_B/dt=0$ 。也就是说，B 的浓度处于稳态，即 B 的生成与消耗的速率相等，其浓度不随时间变化的状态。在推导动力学方程时，满足上述条件的反应，可以采用 $dc_B/dt=0$ 的稳态近似法。

无热溶液 athermal solution

无热溶液是一种非理想溶液，混合时没有热效应，但其混合吉布斯函数与混合熵都不是理想值。

无限稀溶液 solutions in the limit of extreme dilution

即理想稀溶液，溶质的浓度趋近于零且符合亨利定律。

物理化学 Physical Chemistry

物理化学是化学的一个分支，使用物理的理论和实验方法来研究化学的一般理论问题。因此物理化学曾称为理论化学。国内的物理化学教科学一般包括热力学，化学平衡，相平衡，统计热力学，电化学，表面现象，化学动力学，胶体化学等内容。国外的物理化学涉及的内容可能更多一些，甚至包括物质结构，量子化学等内容。

物理吸附 physisorptions

物理吸附的作用力是分子间力。一般无选择性，吸附热较小，相当于气体液化的热效应，一般小于 $25\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ，吸附速度较快，易于达到平衡。气体在固体表面的吸附可以看成液体在固体表面的液化。

吸附 adsorption

在一定条件下，一种物质的分子、原子或离子能自动附着在某固体表面的现象，或者任意两相间界面层中，某物质的浓度能自动发生变化而不同于其在本体内的浓度的现象，皆称为吸附。若是液体界面层中某物质的浓度大于本体内的浓度，则称此吸附为正吸附，反之若是液体界面层中某物质的浓度小于本体内的浓度，则称此吸附为负吸附。固体表面一般不发生负吸附。固体表面层的分子受到内部分子的吸引力，故通过吸附使不平衡的力场得到某种程度的补偿，从而使表面吉布斯函数降低。固体表面的吸附可以分为物理吸附和化学吸附。

吸附等量线 adsorption isostere

吸附量恒定时，反映吸附的平衡压力与温度之间关系的曲线。

吸附等温线 adsorption isotherm

恒温下，反映吸附量与平衡压力之间关系的曲线。

吸附等压线 adsorption isobar

恒压下反映吸附量与温度间关系的曲线。

吸附剂 adsorbent

具有吸附能力的物质称为吸附剂或基质。

吸附量 extent of adsorption

在一定条件下，吸附达到平衡时，每单位面积吸附剂的表面上所吸附物质的物质的量，或每单位质量吸附剂的表面上所吸附气体的体积，称为平衡吸附量或简称吸附量 Γ ， $\Gamma = x/m$ 或 $\Gamma = V/m$ 。吸附气体的体积一般用标准状况下的体积，即 0°C ， 101325Pa 下的体积来表示。

吸附热 heat of adsorption

在温度、压力一定的条件下， 1mol 气体分子在固体表面进行吸附时其热效应为吸附热。吸附均为放热过程，物理吸附放热一般小于 $25\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ，化学吸附一般在 $40 \sim 400 \text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ 。

吸附质 adsorbate

被吸附的物质称为吸附质。

析出电势 evolution or deposition potential

当电解池的外加电压等于分解电压时，两极的电极电势分别称为两电极产物的析出电势。由于分解电压大于相应原电池的电动势，故电极产物的析出电势亦偏离理论计算的平衡电极电势。

析因子性质 **property that partition function to be expressed as a product of the separate partition functions for each kind of state**

见配分函数的析因子性质。

稀溶液的依数性 **colligative properties of dilute solutions**

稀溶液中溶剂的蒸气压下降、凝固点降低（析出固体纯溶剂的情况）、沸点升高（溶质不挥发时）和渗透压的数值，仅与一定量溶液中溶质的质点数（浓度）有关而与溶质的本性无关，这些性质称为稀溶液的依数性。

稀释焓 **dilution enthalpy**

见摩尔稀释焓。

系统 **system**

我们要研究的对象，即我们要研究的那部分物质或空间。

系统点 **system point**

在相图中表示整个系统状态的点称为系统点。

系统的环境 **environment of system**

系统以外与之相联系的真实世界，可简称为环境或外界。

相 **phase**

系统中物理性质和化学性质完全相同的均匀部分称为一个相。所谓均匀部分是指两种或两种以上物质同存在于一相中时，必须分散到分子、原子或离子的水平。相与相之间一般有明显的分界线，但乳状液、悬浮液等多相分散系统却不易观察到明显的分界线。常见的相态有固相、液相和气相。气体无论有多少种气体混合在一起都是一相。液体混合时若几种液体能完全互溶则为一相，否则为多相系统。例如水与酒精混合则为一相，水与油混合则为两相。固体混合在一起时，一般有几种固体物质就有几相，但形成固溶体的情况当属例外。

相变 **phase change**

即相变化。

相变焓 **enthalpy of phase change**

纯物质于恒定温度及该温度的平衡压力下发生相变时对应的焓变，即该纯物质于该温度条件下的相变焓。

相变化 **phase change**

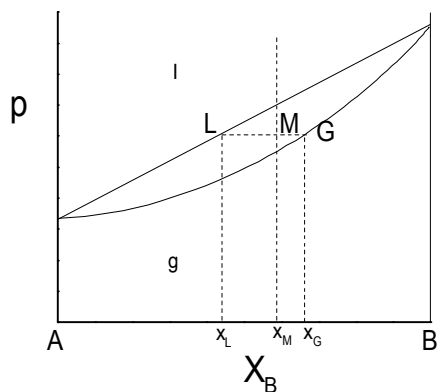
系统中的物质在不同相之间的转变即为相变化。例如，液体的蒸发；固体的升华；固体的熔化；固体晶型的转变等。

相变热 **heat of phase change**

即相变焓。

相点 **phase point**

以下面的相图为例，在两相共存区中若系统的状态点为 M，则两相的组成分别为 L 和 G，其中 L 表示系统中液相的组成，G 表示系统中气相的组成。L 点和 G 点均称为相点。



相对挥发度 relative volatility

对组分互溶的混合液，两组分的挥发度之比称为相对挥发度。

相对粘度 relative viscosity

表示溶液粘度是溶剂粘度的多少倍。 $\eta_r = \eta / \eta_0$ 。

相律 phase rule

相律是吉布斯根据热力学原理得出的相平衡基本定律，又称吉布斯相律，用于描述达到相平衡时系统中自由度与组分数和相数之间的关系。一般形式的数学表达式为 $F = C - P + 2$ 。其中 F 为自由度， C 为组分数， P 为相数，2 代表温度和压力两个变量。需要考虑其它因素对系统相平衡的影响时，例如电场、磁场、重力场等因素时，则 2 应改为 n ， n 为外界各种因素的数目，则相律变为 $F = C - P + n$ 。对于没有气相存在，只有液相和固相形成的凝聚相来说，压力对相平衡的影响很小，通常在大气压力下的研究可以不考虑压力的影响，这时相律可以写为 $F = C - P + 1$ 。

相平衡热容 heat capacity in phase equilibrium

保持两相的平衡状态不受破坏，温度升高 1 度时，某一平衡相所需的热量。此时，压力和体积必随温度而变化。

相图 phase diagram

用图形表示相平衡系统的组成与温度、压力之间的关系，此种图形为相图，亦称平衡状态图。

相倚子系统 system of dependent particles

统计热力学中，根据粒子相互作用的情况不同，将系统分为独立子系统和相倚子系统。粒子间相互作用不能忽略的系统，称为相倚子系统。如真实气体、液体等。

悬浮液 suspension

不溶性固体粒子分散在液体中所形成的粗分散系统，称为悬浮液。

循环过程 cyclic process

系统由初始状态经历一具体途径的变化后又回到初始状态的过程。此时全部状态函数的增量均为零。

压力商 pressure quotient

化学反应进程中各反应组分 $(p_B / p^S)^{\nu_B}$ 的连乘积，以 J_p 表示，即 $J_p = \prod_B (p_B / p^S)^{\nu_B}$ 。其中 ν_B 为化学反应各组分的计量系数，对于反应物取负值，而产物取正值，故称为压力商。

压缩因子 compressibility factor

为描述实际气体的 pVT 关系偏离理想行为的情况，定义无量纲纯数 Z 为压缩因子： $Z = pV / (nRT)$ 。可以看出任何温度和压力下理想气体的压缩因子恒为 1。实际气体的 Z 值可由

实测的 p, V, T, n 数值按定义式求得。实际气体的数值大于或小于 1。Z 值偏离 1 的程度说明所测条件下该实际气体偏离理想性质的程度。

压缩因子图 diagram of compressibility factor

荷根及华德生在 40 年代用若干种无机、有机气体实验数据的平均值，以压缩因子 Z 对对比压力 P_r 作图，得到一个普遍化的压缩因子图。压缩因子图主要用来求算实际气体的 pVT 性质。

亚稳状态 metastable state

热力学上并不能稳定存在而实际上却能较长时间存在的一种状态。亚稳状态亦称为介安状态。常见的亚稳状态有过热液体、过冷液体、过饱和蒸气、过饱和溶液等。

盐桥 salt bridge

在电解池或原电池中，为了减少液体接界电势，通常在两种不同液体之间使用一种高浓度的电解质连接和导电。利用这种高浓度电解质连接两种不同溶液的装置称为盐桥。因盐桥中正负离子的迁移速率很接近，故可消除液体接界电势。较常用的盐桥是氯化钾的饱和溶液。

盐析 salting out

对于高分子溶液加入小量电解质并不发生聚沉，直到加入更多的电解质才能使之聚沉，高分子溶液的此种聚沉现象称为盐析。

阳极 anode

无论在电解池中或原电池中都按反应的类别来确定电极的性质，发生氧化反应的电极称为阳极。发生还原反应的电极称为阴极。

杨氏方程 Young's equation

1805 年杨氏得出的描述表面张力与润湿角之间关系的方程： $\sigma_{s-g} - \sigma_{s-l} = \sigma_{g-l} \cos \theta$ 。 $\theta = 90^\circ$ 时是润湿与不润的分界线； $\theta > 90^\circ$ 称为不润湿； $\theta < 90^\circ$ 称为润湿。杨氏方程使用的条件是 $\theta \geq 0$ 。

液体接界电势 liquid junction potential

在两种不同溶液的界面上存在的电势差称为液体接界电势或扩散电势。产生的原因是液体中离子的扩散速度不同而引起的。液体接界电势的大小和符号与电解质的本性及其活度有关。通常使用盐桥来消除液体接界电势。

液相线 liquid phase lines

相图中，表示蒸气压力与液相组成，或温度与液相组成关系的曲线，称为液相线。例如，两组分气液平衡的压力—组成图中，表示蒸气总压与液相组成之间关系的曲线；再如，两组分固液平衡的温度—组成图中，表示液态混合物的凝固点与其液态组成的凝固点曲线，亦称为液相线。

一级反应 first order reaction

反应速率与反应物浓度的一次方成正比的反应为一级反应。微分形式的速率方程为

$-\frac{dc_A}{dt} = kC_A$ 。一级反应有如下特点：(1)单位时间反应掉的分数为定值且恒等于 k；(2)k 的量纲为 $(\text{时间})^{-1}$ ；(3)以 $\ln(c_A/[c]) \sim t$ 作图为一组直线；(4)一级反应的半衰期与初始浓度无关， $t_{1/2} = (\ln 2)/k = 0.693/k$ 。利用一级反应这四个特征可以鉴别某反应是否是一级反应。

一级相变 first order phase change

常见的相变，如蒸发、升华、熔化等，在相变中有潜热和体积的变化。这类相变如用热力学的关系式表示，其特点为相变过程中：

$$\mu^\alpha = \mu^\beta$$

$$\left(\frac{\partial \mu^\alpha}{\partial T}\right)_p \neq \left(\frac{\partial \mu^\beta}{\partial T}\right)_p$$

$$\left(\frac{\partial \mu^\alpha}{\partial p}\right)_T \neq \left(\frac{\partial \mu^\beta}{\partial p}\right)_T$$

因此,可以说凡发生相变时某组分在两相中的化学势相等,它的一级微分不等的为一级相变。

依时计量学反应 time dependent stoichiometric reactions

若化学反应过程中有中间产物的存在,且随着反应的进行中间产物的浓度不断增加,则此类反应由于中间物的不断积累将不符合总的计量式。此类反应称为依时计量学反应。

逸度 fugacity

为使真实气体及其混合物中组分 B 的化学势表达式也具有理想气体及其混合物中同样的简单形式,路易斯引入逸度 f_B 的概念。我们知道,理想气体任一组分 B 化学势的表达式形式很简单 $\mu_B = \mu_B^S + RT \ln(p_B / p^S)$ (1) 而真实气体任一组分的化学势却较繁琐

$$\mu_B = \mu_B^S + RT \ln(p_B / p^S) + \int_0^{p_B} (V_B - RT/p) dp$$
(2)。要使真实气体的化学势表示式具有理想气体化学势表示式的同样简单形式,则用逸度 f_B 代替理想气体化学势表示式 (1) 中的分压 p_B , 这时真实气体化学势的表示式变成 $\mu_B = \mu_B^S + RT \ln(f_B / p^S)$ 。该式应与 (2)

$$f_B = (y_B p) \exp \int_0^p (V_B / RT - 1/p) dp$$

式相等,故可以给出 f_B 的定义式。此式适用于真实气体及真实气体混合物,对混合物 p 为总压, V_B 为 B 的偏摩尔体积, y_B 为 B 的摩尔分数。逸度的单位为压力单位 Pa。理想气体混合物中任一组分的逸度等于其分压。纯理想气体的逸度等于它的压力。真实气体混合物中任一组分 B 的逸度 $f_B = \Phi_B y_B p = \Phi_B p_B$, 其中 Φ_B 和 p_B 分别为 B 的逸度系数与分压。

逸度系数 coefficient of fugacity

气体 B 的逸度与其分压之比称为逸度系数,用符号 Φ_B 表示。 $\Phi_B = f_B / y_B p = f_B / p_B$ 逸度系数是没有单位的。由于理想气体的逸度等于其分压力,故理想气体的逸度系数恒等于 1。

阴极 cathode

电化学规定,发生氧化反应的电极为阳极,发生还原反应的电极为阴极。

荧光 fluorescence

吸收光后被激发的原子、分子若不与其它粒子碰撞,约经 $10^{-8}s$,就会自动地回到基态而放出光子,称为荧光。

永动机 perpetual motion machine

无需任何能量便可不断对外作功的机器。这种机器违反了能量守恒定律,因此是不可能的。

永久气体 Permanent gas

历史曾把当时技术条件下不能液化的气体(如氢、氮等称为永久气体,以区别于水蒸气、二氧化碳等当时已经能液化的气体。自从低温和高压技术能使一切气体液化之后,这一名称已经失去其意义。

有效能 available energy

在大气压力 p_0 下, 只要有体积变化 ΔV , 就必然与环境交换体积功 $-p_0 \Delta V$ 。将此项体积功从作功能力中扣除, 则为有效作功能力。任一过程进行的最后结果是达到与环境平衡的状态。达到平衡后不再有作功能力。所谓有效能就是系统相对于与环境平衡的状态所具有的有效作功能力。

原电池 primary cell

利用两极的电极反应以产生电流的装置称为原电池或自发电池。在原电池中化学能被转化为电能。原电池的正极发生还原反应故称为阴极, 原电池的负极发生还原反应, 则称为阳极。

原盐效应 salt effect

溶液中的离子强度会影响离子反应的速率。加入电解质将改变离子强度, 从而改变离子反应速率, 称为原盐效应。

增比粘度 specific viscosity

表示溶液粘度较溶剂的粘度增加的分数的浓度。
$$\eta_{sp} = \frac{\eta - \eta_0}{\eta_0}$$
 其中 η 和 η_0 分别为溶液和溶剂的粘度。

憎液溶胶 lyophobic sol

主要针对高分子溶液而言, 溶胶的分散相具有明显的憎水性, 故称为憎液溶胶。而许多高分子化合物, 虽然在线度上亦属于胶体的范围, 但能溶于水中形成均相的真溶液, 曾称为亲液溶胶, 现多称为高分子溶液。但憎液溶胶一词仍在使用。

沾湿 adhesional wetting

当固体表面与液体接触时, 气—固界面转变为气—液界面的过程, 称为沾湿或附着润湿。

沾湿功 the work of adhesional wetting

在一定的温度压力下, 将已沾湿的单位面积的固—液界面再分离开, 成为单位面积的固—气及液—气界面。此过程系统所得到的最小功称为沾湿功。

真溶液 true solution

溶液中溶剂与溶质之间无相界面存在, 故为均相系统。此溶液称为真溶液。

真实电解质 real electrolyte

物质在纯态时就是离子(例如晶体盐)在溶液中离子的缔合作用力是纯粹的静电力, 不能形成共价键分子, 这样的电解质就称为真实电解质。

真实气体 real gas

即实际气体。参见实际气体。

真实迁移数 true transference number

当电流通过电解池时, 设电解液为水溶液, 则正、负离子分向两极迁移, 由于离子的水合作用, 水分子也随离子一同迁移。但是在通常用希托夫(Hittorf)法计算迁移数时, 是假定溶剂(即水)是不动的, 这样算得的迁移数是表观迁移数(也称为希托夫迁移数)而不是真实迁移数。如果将由于溶剂的迁移所引起两极旁溶液浓度的变化考虑在内, 予以修正, 由此算出的迁移数则是真实迁移数。

振动配分函数 partition function of vibration

统计热力学中粒子的配分函数可以表示成平动、转动、振动、电子和核运动共五种运动

形式配分函数的连乘积。其中, 振动配分函数
$$q_V = \sum_i g_{V,i} e^{-\epsilon_{V,i} / kT}$$
。

振动特征温度 characteristic temperature of vibration

统计热力学中将粒子的振动特征温度定义为 $\Theta_V = \frac{h\nu}{k}$ 。振动特征温度的单位为温度的单位。其值与粒子的振动频率有关，可由光谱数据获得。

蒸气压下降 depression of vapor pressure

溶质为非挥发性溶质的稀溶液中溶剂的蒸气压下降可表示为 $\Delta p = p_A^* x_B$ 即溶剂的蒸气压下降 Δp 与溶质 B 的摩尔分数成正比，而与溶质的种类无关。比例系数为同温度下纯溶剂 A 的饱和蒸气压。因溶质是非挥发性，气相中只有溶剂，溶剂的蒸气压即为溶液的总蒸气压，故 Δp 既可以理解为溶剂的蒸气压下降亦可以理解为溶液的蒸气压下降值。

正常沸点 normal point

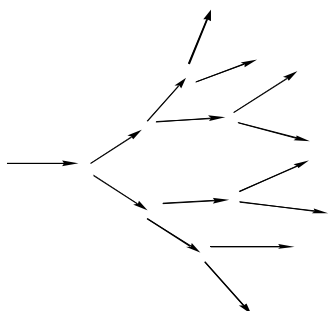
外压为 101325Pa 下的沸点称为正常沸点，或简称为沸点。

正吸附 positive adsorption

溶液表面发生吸附时，若溶质在溶液表面层的浓度小于其在溶液本体内的浓度，则称发生了负吸附。若溶质在溶液表面层的浓度大于其在溶液本体内的浓度，则称发生了正吸附。气体在固体表面的吸附，不会发生负吸附，只能发生正吸附。

支链反应 branched chain reactions

支链反应是消耗一个传递物的同时，产生两个或更多传递物。反应迅猛发展，瞬间便能达到爆炸的程度。此种链锁反应称支链链锁反应。



直链反应 straight chain reactions

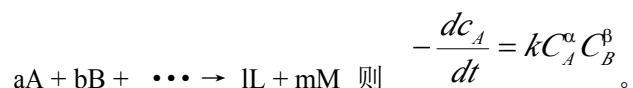
消耗一个传递物的同时再产生一个传递物，反应稳步进行。这种链锁反应称直链链锁反应。

指前因子 pre-exponential factor

描述化学反应速率常数的阿累尼乌斯方程 $k = k_0 e^{-\frac{E_a}{RT}}$ 中的 k_0 称为指前因子或频率因子。

质量作用定律 mass action law

基元反应的速率与各反应物的幂乘积成正比，其中各浓度的方次为反应方程中相应组分的化学计量数。这一规律称为质量作用定律，它仅适用于基元反应。对于基元反应：



制冷系数 coefficient of refrigeration

又称冷冻系数。在制冷机中，环境对体系(即制冷剂)做功(W)，体系自低温热源(T_1)吸取热量 Q_1 ，而放给高温热源(T_2)以热量(Q_2)。则冷冻系数(β)为： $\beta = Q_1/W = T_1 / (T_2 - T_1)$ 。所以冷冻系数相当于施加一个单位的功于制冷机后，它从低温热源中所吸取的热量。在一般的制冷机中，高温热源的温度(T_2)就是大气的温度，所以冷冻系数决定于所希望达到的制冷

温度 T_1 , T_1 越低则制冷系数越小。

中和热 heat of neutralization

通常指一摩尔 H^+ 和一摩尔 OH^- 完全发生中和反应时所放出的热量。强酸和强碱的稀溶液在 298.15K 时的中和热为 55.90 千焦耳·摩⁻¹。这是由于强酸和强碱的反应实质上都是氢离子和氢氧根离子的反应。对于弱酸与强碱(或强酸与弱碱)的反应,其中和热一般低于这个数值。两者之差值就是弱酸(或弱碱)的电离热。

轴功 shaft work

系统通过涡轮机,或者泵、压缩机等的轴与环境交换的机械功。

转动配分函数 partition function of rotation

统计热力学中粒子的配分函数可以表示成平动、转动、振动、电子和核运动共五种运动

形式配分函数的连乘积。其中,转动配分函数
$$q_r = \sum_i g_{r,i} e^{-\varepsilon_{r,i}/kT}$$
。

转动特征温度 characteristic temperature of vibration

统计热力学中将双原子分子的转动特征温度定义为
$$\Theta_r = \frac{h^2}{8\pi^2 Ik}$$
。转动特征温度的单位为温度的单位。其值与粒子的转动惯量 I 有关,可由光谱数据获得。

转化率 convert ratio

化学反应中转化掉的某反应物占原始反应物的分数。转化率=某反应物消耗掉的数量/某反应物的原始数量。

转化温度 conversion temperature

又称转换温度。当焦耳-汤姆逊系数 $\mu = 0$ 时的温度称为转化温度。例如氢气在 195K 时 $\mu = 0$, 这个温度就是氢气的转化温度。此时气体若经过节流膨胀,温度不变。各种气体的转化温度不同,而且与实验时气体的压力有关。

状态 state

在一定条件下,系统所表现出来的全部热力学性质。

状态方程 state equation

描述系统宏观性质的函数关系称状态方程。例如:理想气体状态方程 $pV=nRT$ 。

状态分布 state distribution

同一能级有多种不同的量子状态。因此同一能级还可以对应多种不同的状态分布。状态分布是指粒子如何分布在各量子状态上的。一种能级分布往往对应几套状态分布数。若某能级简并度为 1, 则该能级分布只对应一种状态分布。

状态函数 state function

系统状态确定后,它的所有性质均有确定值,与系统到达该状态前的经历无关,这些热力学性质又称为状态函数。

准静态过程 quasi-static process

准静态过程是热力学中的一种过程。在此过程中的每一步,体系都处于平衡态。这是一种理想的过程,实际上是不可能做到的。因为一个过程必定引起状态的改变,而状态的改变一定会破坏平衡。可以假想一个进行得非常慢的过程,当进行的速度趋于零时,这个过程就趋于准静态过程。例如把一定量的气体放在带有活塞的气缸中,并设没有摩擦阻力,若维持外压始终小于气体的压力,且相差无限小时,则气体就作准静态膨胀。若维持外压始终大于气体的压力,且相差无限小时,则气体就作准静态压缩。无摩擦阻力的准静态过程就是可逆过程。

准一级反应 pseudo first order reaction

对于两分子基元反应，若其中一种反应物大量过剩，则其浓度在整个反应过程中可视为恒定，与速度常数合并。由此，反应变为一级反应。这样的一级反应称为准一级反应或假一级反应。

自动催化作用 auto-catalysis

某些反应产物具有加速反应的作用，这种作用称为自动催化作用。

自由度 degree of freedom

相平衡系统中，那些可以独立改变而又不破坏原有相平衡的变量，叫做自由度。这些变量可以是温度、压力或某相中某物质的相对含量。不破坏原有相平衡即不产生新相，也没有旧相的消失。

自由度数 number of degree of freedom

相平衡系统某些变量可以独立改变而仍能维持原有的相平衡，这些变量的个数称为自由度数。

自由焓 free enthalpy

即吉布斯函数。

自由能 free energy

一般指吉布斯函数。

自由膨胀 free expansion

气体向真空膨胀。膨胀时不受阻碍，对外不作功。

组分数 component number

系统的组分数 C 定义为： $C = S - R - R'$ ，其中 S 为物种数， R 为独立的实际存在的平衡化学反应的个数， R' 为独立的限制条件数目。组分数的确定是使用相律计算自由度数的关键。因为根据相律 $F = C - P + 2$ ，而系统内相数一般较易判断，而组分数 C 往往需要经过计算方可。计算时应注意系统中的化学反应必须是实际存在的而且为独立的化学反应，所谓独立的化学反应不包括把其中两个化学反应相加或相减得到的第三个反应。例如： N_2 、 H_2 和 NH_3 组成的系统，常温下三者并不发生反应，故 $C = 3$ ；若在高温且有催化剂存在下，则发生反应： $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ 且达到平衡。此时 $S = 3$ ， $R = 1$ ， $R' = 0$ ，故 $C = 3 - 1 - 0 = 2$ 为 2 组分系统。而限制条件 R' 经常使用的是浓度限制条件。例如一系统中投入氨气，经分解反应达到平衡， $2NH_3 = N_2 + 3H_2$ ，有 3 种物质，而反应产物 N_2 和 H_2 的比例恒为 1:3，这就是一个浓度限制条件。这时 $C = 3 - 1 - 1 = 1$ ，为单组分系统。经分析可以看出，对于这种分解反应的情况可以不考虑化学反应的存在，既然一开始仅投入一种气体，那么组分数便为 1。因为每考虑一个化学反应，则有一个浓度限制条件。再例如， $NaCl$ 与水组成的系统，若不考虑化学反应，则 $C = 2$ 。若考虑 $NaCl$ 的电离反应 $NaCl = Na^+ + Cl^-$ ，物种数为 4，则生成的 Na^+ 和 Cl^- 必为 1:1，则有 1 个浓度限制条件，组分数仍相同， $C = 4 - 1 - 1 = 2$ 。

最低恒沸点 lower azeotropic point

最大正偏差系统的两组分气-液温度-组成图上出现最低点。对应于此点组成的液相在指定压力下沸腾时产生的气相与液相的组成相同，故沸腾时温度恒定。此温度是液态混合物沸腾的最低温度，故称为最低恒沸点。该组成的混合物称为恒沸混合物。

最高恒沸点 upper azeotropic point

最大负偏差系统的两组分气-液温度-组成图上出现最高点。对应于此点组成的液相在指定压力下沸腾时产生的气相与液相的组成相同，故沸腾时温度恒定。该点所对应的温度称为最高恒沸点。具有该点组成的混合物称为恒沸混合物。

最佳反应温度 optimal reaction temperature

对行反应的反应速率为 $-\frac{dC_A}{dt} = k_1 \left(c_A - \frac{1}{K_C} c_B \right)$ 。对于放热对行反应，低温度时 K_C 增大，而 $1 / K_C$ 减小， k_1 起主导作用。此时，升温则反应速率加快。但温度升高到一定程度，再升温反应速率反而下降，这是因为在高温下 K_C 变小，而 $1 / K_C$ 变大并起主导作用。两种相反因素的作用结果反应速率会出现极大值。此时的温度称为最佳反应温度。

最可几分布 most probable distribution

N、U、V 确定时，根据等几率定理，各微态出现的几率相等。但各种分布方式拥有的微态数不同，故各种分布出现的几率亦不同。而微态数最大的分布出现的几率亦最大，该分布就称为最可几分布。

最可几速率 most probable speed

根据麦克斯韦气体分子的速率分布公式，其分布曲线的形状为一不对称的山峰曲线，有一个最高点。具有这一点所表示的速率的分子数在总分子数中所占的比例最高，这一速率就称为最可几速率 c^* 。最可几速率随温度的升高而增大。可以证明：

$$c^* = \sqrt{\frac{2RT}{M}}$$

其中，M 为气体分子的摩尔质量。