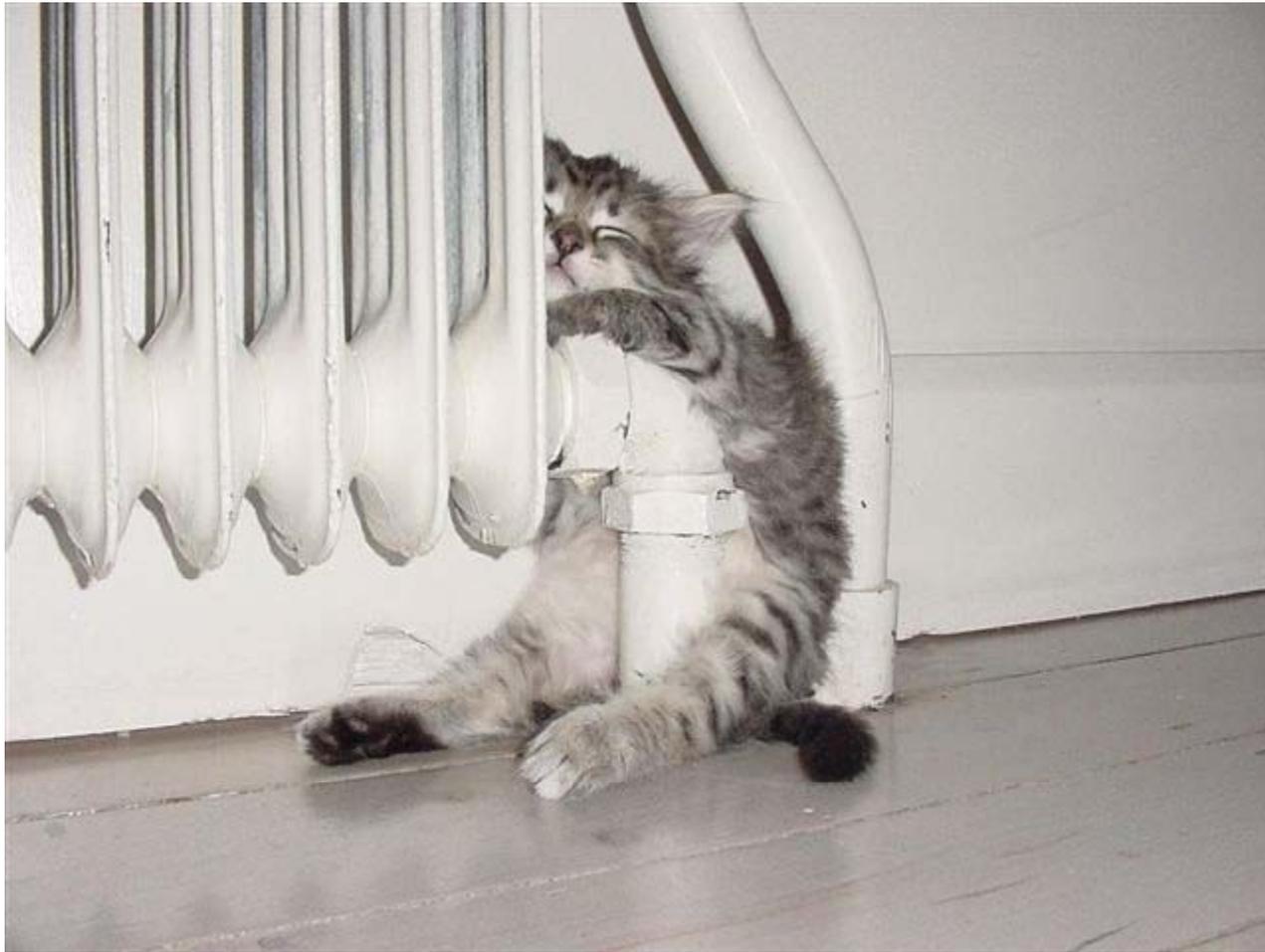


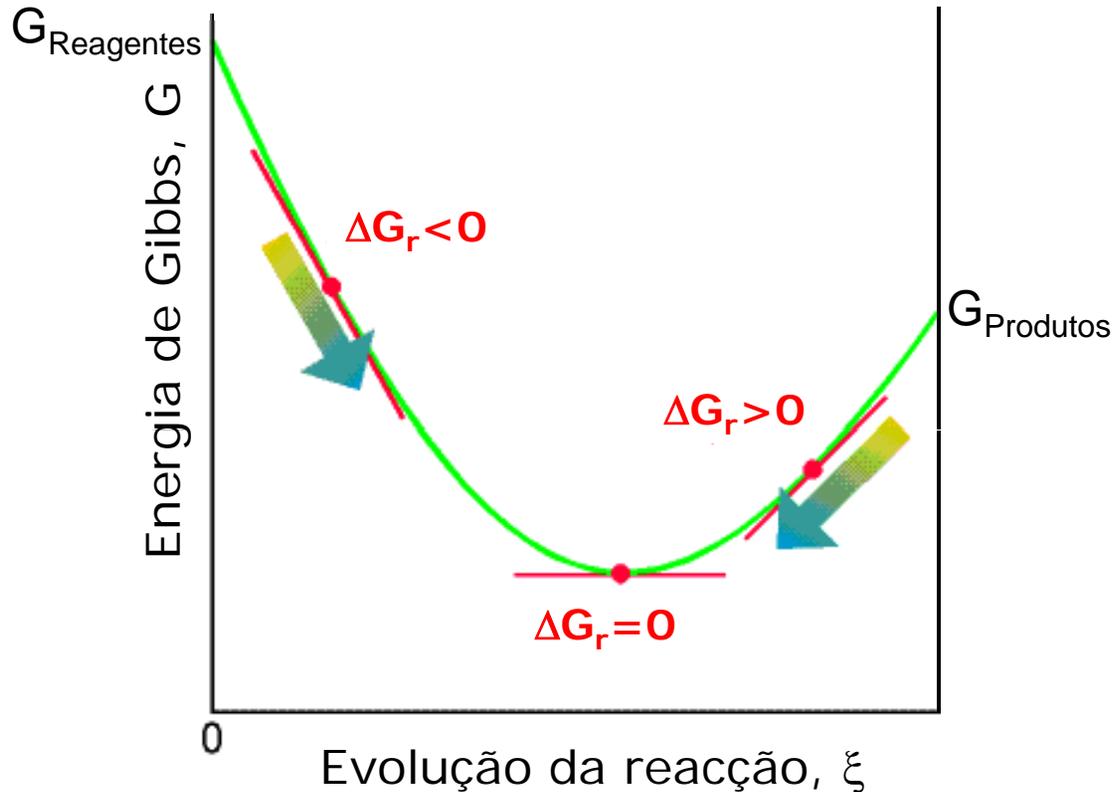
TERMODINÂMICA QUÍMICA



Capacidades caloríficas molares a pressão constante (C_p)
de alguns gases, a 298 K

Substância	$C_p / \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$
He	20.786
Ne	20.786
Ar	20.786
O ₂	29.142
CO ₂	37.110
CH ₄	35.304

Critério de Espontaneidade de uma Reacção (P e T constantes)



$$\Delta G_r = \Delta H_r - T\Delta S_r$$

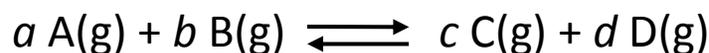
Reacção Exotérmica ($\Delta H < 0$) e $\Delta S > 0$ \longrightarrow $\Delta G < 0$ (sempre espontânea)

Reacção Exotérmica ($\Delta H < 0$) e $\Delta S < 0$ \longrightarrow $\Delta G < 0$ se $|T\Delta S| < |\Delta H|$

Reacção Endotérmica ($\Delta H > 0$) e $\Delta S > 0$ \longrightarrow $\Delta G < 0$ se $T\Delta S > \Delta H$

Reacção Endotérmica ($\Delta H > 0$) e $\Delta S < 0$ \longrightarrow $\Delta G > 0$ (reacção inversa espontânea)

Constantes de Equilíbrio em função das Concentrações e das Frações Molares



$$K_p = \frac{(p_{C, \text{eq}}/p^0)^c \times (p_{D, \text{eq}}/p^0)^d}{(p_{A, \text{eq}}/p^0)^a \times (p_{B, \text{eq}}/p^0)^b} = \frac{(p_{C, \text{eq}})^c \times (p_{D, \text{eq}})^d}{(p_{A, \text{eq}})^a \times (p_{B, \text{eq}})^b} \quad (\text{adimensional})$$

Sendo válida a eq. dos gases perfeitos: $PV = nRT$,

Para cada componente i pode escrever-se: $p_i = n_i RT/V = [i] RT$

Donde:

$$K_p = \frac{[C]_{\text{eq}}^c (RT)^c \times [D]_{\text{eq}}^d (RT)^d}{[A]_{\text{eq}}^a (RT)^a \times [B]_{\text{eq}}^b (RT)^b} = \underbrace{\frac{[C]_{\text{eq}}^c \times [D]_{\text{eq}}^d}{[A]_{\text{eq}}^a \times [B]_{\text{eq}}^b}}_{K_c} \times \frac{(RT)^c (RT)^d}{(RT)^a (RT)^b} = K_c \times (RT)^{\Delta n}$$

$\Delta n = (c+d) - (a+b)$

Definindo $x_i = p_i/p$

$$K_p = \underbrace{\frac{(x_{C, \text{eq}})^c \times (x_{D, \text{eq}})^d}{(x_{A, \text{eq}})^a \times (x_{B, \text{eq}})^b}}_{K_x} \times \frac{p^c \times p^d}{p^a \times p^b} = K_x \times p^{\Delta n}$$

Generalidade
↓

	ÁCIDO	Exemplos	BASE	Exemplos
<i>Arrhenius</i>	Substância que se dissocia em sol. aquosa fornecendo íons H ⁺	HCl H ₂ SO ₄	Substância que se dissocia em sol. aquosa fornecendo íons OH ⁻	NaOH Ca(OH) ₂
<i>Brønsted</i>	Todo o doador de prótons	HCl, HBr, HI, HNO ₃ , HClO ₃ , HClO ₄ , H ₂ SO ₄ , HF, HOCl, HNO ₂ , CH ₃ COOH, H ₂ SO ₃ , H ₂ CO ₃ , H ₃ PO ₄	Todo o aceitador de prótons	Os de Arrhenius + CN ⁻ , NH ₃ , N ₂ H ₄ , outras aminas
<i>Lewis</i>	Aceitante de pares de electrões (elevada χ)	CO ₂ , SiO ₂ , SO ₃ , N ₂ O ₃ , P ₄ O ₆	Doador de pares de electrões	Na ₂ O, CaO, SrO, BaO

CARÁCTER ÁCIDO (de Lewis) DOS ELEMENTOS AO LONGO DA TABELA PERIÓDICA

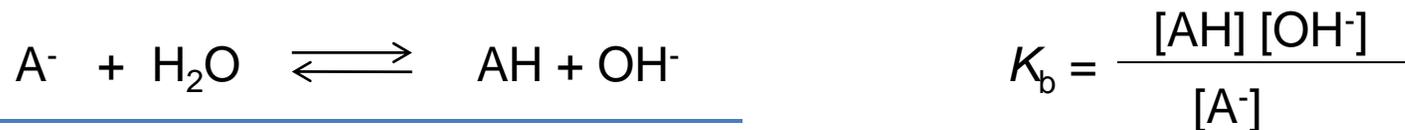
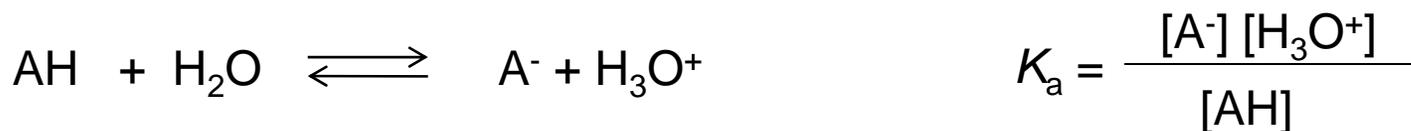
1 H $1s^1$																	2 He $1s^2$
3 Li $1s^2 2s^1$	4 Be $1s^2 2s^2$											5 B $1s^2 2s^2 2p^1$	6 C $1s^2 2s^2 2p^2$	7 N $1s^2 2s^2 2p^3$	8 O $1s^2 2s^2 2p^4$	9 F $1s^2 2s^2 2p^5$	10 Ne $1s^2 2s^2 2p^6$
11 Na $[Ne] 3s^1$	12 Mg $[Ne] 3s^2$											13 Al $[Ne] 3s^2 3p^1$	14 Si $[Ne] 3s^2 3p^2$	15 P $[Ne] 3s^2 3p^3$	16 S $[Ne] 3s^2 3p^4$	17 Cl $[Ne] 3s^2 3p^5$	18 Ar $[Ne] 3s^2 3p^6$
19 K $[Ar] 4s^1$	20 Ca $[Ar] 4s^2$	21 Sc $[Ar] 3d^1 4s^2$	22 Ti $[Ar] 3d^2 4s^2$	23 V $[Ar] 3d^3 4s^2$	24 Cr $[Ar] 3d^5 4s^1$	25 Mn $[Ar] 3d^5 4s^2$	26 Fe $[Ar] 3d^6 4s^2$	27 Co $[Ar] 3d^7 4s^2$	28 Ni $[Ar] 3d^8 4s^2$	29 Cu $[Ar] 3d^{10} 4s^1$	30 Zn $[Ar] 3d^{10} 4s^2$	31 Ga $[Ar] 4s^2 4p^1$	32 Ge $[Ar] 4s^2 4p^2$	33 As $[Ar] 4s^2 4p^3$	34 Se $[Ar] 4s^2 4p^4$	35 Br $[Ar] 4s^2 4p^5$	36 Kr $[Ar] 4s^2 4p^6$
37 Rb $[Kr] 5s^1$	38 Sr $[Kr] 5s^2$	39 Y $[Kr] 4d^1 5s^2$	40 Zr $[Kr] 4d^2 5s^2$	41 Nb $[Kr] 4d^4 5s^1$	42 Mo $[Kr] 4d^5 5s^1$	43 Tc $[Kr] 4d^5 5s^2$	44 Ru $[Kr] 4d^7 5s^1$	45 Rh $[Kr] 4d^8 5s^1$	46 Pd $[Kr] 4d^{10}$	47 Ag $[Kr] 4d^{10} 5s^1$	48 Cd $[Kr] 4d^{10} 5s^2$	49 In $[Kr] 5s^2 5p^1$	50 Sn $[Kr] 5s^2 5p^2$	51 Sb $[Kr] 5s^2 5p^3$	52 Te $[Kr] 5s^2 5p^4$	53 I $[Kr] 5s^2 5p^5$	54 Xe $[Kr] 5s^2 5p^6$
55 Cs $[Xe] 6s^1$	56 Ba $[Xe] 6s^2$	57 La $[Xe] 5d^1 6s^2$	72 Hf $[Xe] 5d^2 6s^2$	73 Ta $[Xe] 5d^3 6s^2$	74 W $[Xe] 5d^4 6s^2$	75 Re $[Xe] 5d^5 6s^2$	76 Os $[Xe] 5d^6 6s^2$	77 Ir $[Xe] 5d^7 6s^2$	78 Pt $[Xe] 5d^9 6s^1$	79 Au $[Xe] 5d^{10} 6s^1$	80 Hg $[Xe] 5d^{10} 6s^2$	81 Tl $[Xe] 6s^2 6p^1$	82 Pb $[Xe] 6s^2 6p^2$	83 Bi $[Xe] 6s^2 6p^3$	84 Po $[Xe] 6s^2 6p^4$	85 At $[Xe] 6s^2 6p^5$	86 Rn $[Xe] 6s^2 6p^6$
87 Fr $[Rn] 7s^1$	88 Ra $[Rn] 7s^2$	89 Ac $[Rn] 6d^1 7s^2$	104 Rf $[Rn] 6d^2 7s^2$	105 Db $[Rn] 6d^3 7s^2$	106 Sg $[Rn] 6d^4 7s^2$	107 Bh $[Rn] 6d^5 7s^2$	108 Hs $[Rn] 6d^6 7s^2$	109 Mt $[Rn] 6d^7 7s^2$	110 Ds $[Rn] 6d^8 7s^2$	111 Rg $[Rn] 6d^9 7s^2$	112 Uub $[Rn] 6d^{10} 7s^2$	113 Uut $[Rn] 6d^{10} 7s^2 7p^1$	114 Uuq $[Rn] 6d^{10} 7s^2 7p^2$	115 Uup $[Rn] 6d^{10} 7s^2 7p^3$	116 Uuh $[Rn] 6d^{10} 7s^2 7p^4$		

6	58 Ce $[Xe] 4f^1 5d^1 6s^2$	59 Pr $[Xe] 4f^3 6s^2$	60 Nd $[Xe] 4f^4 6s^2$	61 Pm $[Xe] 4f^5 6s^2$	62 Sm $[Xe] 4f^6 6s^2$	63 Eu $[Xe] 4f^7 6s^2$	64 Gd $[Xe] 4f^7 5d^1 6s^2$	65 Tb $[Xe] 4f^9 6s^2$	66 Dy $[Xe] 4f^{10} 6s^2$	67 Ho $[Xe] 4f^{11} 6s^2$	68 Er $[Xe] 4f^{12} 6s^2$	69 Tm $[Xe] 4f^{13} 6s^2$	70 Yb $[Xe] 4f^{14} 6s^2$	71 Lu $[Xe] 4f^{14} 5d^1 6s^2$
7	90 Th $[Rn] 6d^2 7s^2$	91 Pa $[Rn] 5f^2 6d^1 7s^2$	92 U $[Rn] 5f^3 6d^1 7s^2$	93 Np $[Rn] 5f^4 6d^1 7s^2$	94 Pu $[Rn] 5f^6 6d^1 7s^2$	95 Am $[Rn] 5f^7 7s^2$	96 Cm $[Rn] 5f^7 6d^1 7s^2$	97 Bk $[Rn] 5f^9 7s^2$	98 Cf $[Rn] 5f^{10} 7s^2$	99 Es $[Rn] 5f^{11} 7s^2$	100 Fm $[Rn] 5f^{12} 7s^2$	101 Md $[Rn] 5f^{13} 7s^2$	102 No $[Rn] 5f^{14} 7s^2$	103 Lr $[Rn] 5f^{14} 6d^1 7s^2$

Força dos Ácidos em água

Fortes	$K_a > 1$	HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄
Moderadamente Fortes	$1 > K_a > 10^{-2}$	
Fracos	$10^{-2} > K_a > 10^{-7}$	HF, HOCl, HNO ₂ , CH ₃ COOH, H ₂ CO ₃
Muito Fracos	$K_a < 10^{-7}$	

Força das Bases Conjugadas



↓

$$K_w = K_a \times K_b$$

Quanto **mais forte** é um **ácido** **mais fraca** é a correspondente **base conjugada**

Bases conjugadas de ácidos moderadamente fracos são moderadamente fracas

Reacções com H₂O de alguns Óxidos

	Óxido	Reacção	Nome
Óxidos Ácidos (de não metais)	CO ₂	CO ₂ + H ₂ O ↔ H ₂ CO ₃	Ácido carbónico
	SO ₂	SO ₂ + H ₂ O ↔ H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso
	SO ₃	SO ₃ + H ₂ O ↔ H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
	N ₂ O ₃	N ₂ O ₃ + H ₂ O ↔ 2 HNO ₂	Ácido nitroso
	N ₂ O ₅	N ₂ O ₅ + H ₂ O ↔ 2 HNO ₃	Ácido nítrico
	P ₄ O ₆	P ₄ O ₆ + H ₂ O ↔ 4 H ₃ PO ₃	Ácido fosforoso
Óxidos Básicos (de metais alc. e alc-terr)			
	Na ₂ O	Na ₂ O + H ₂ O ↔ 2 NaOH	Hidróxido de sódio
	K ₂ O	K ₂ O + H ₂ O ↔ 2 KOH	Hidróxido de potássio
	CaO	CaO + H ₂ O ↔ Ca(OH) ₂	Hidróxido de cálcio
	SrO	SrO + H ₂ O ↔ Sr(OH) ₂	Hidróxido de estrôncio
	BaO	SrO + H ₂ O ↔ Ba(OH) ₂	Hidróxido de bário

Sumário 15

- **Termodinâmica Química**
 - Sistema, vizinhança, universo. Tipos de sistemas
 - Variáveis de estado e funções de estado
 - Calor e trabalho
 - Energia interna
 - 1ª lei da Termodinâmica
 - Entalpia
 - Estado padrão
 - Entalpia de formação. Entalpia de reacção. Lei de Hess.
 - Entropia
 - 2ª lei da Termodinâmica
 - 3ª lei da Termodinâmica

Sumário 16

- **Termodinâmica Química**
 - **Energia de Gibbs**
 - **Critério de espontaneidade das transformações**
 - **Variação de Energia de Gibbs numa transformação química**
 - Quociente reaccional
 - **Equilíbrio termodinâmico**
 - Constante de equilíbrio em função das pressões parciais
 - **Resolução de exercícios**

Sumário 17

- **Termodinâmica Química**
 - Constante de equilíbrio em função das concentrações e das fracções molares
 - Sistemas heterogéneos
 - Constante de equilíbrio e escrita das equações químicas
- **Reacções em Solução Aquosa e em Meios Heterogéneos**
 - **Reacções Ácido-Base**
 - Arrhenius. Brønsted. Lewis
 - Força dos Ácidos e das Bases
 - Constantes de acidez e de basicidade
 - Noção de pH
 - **Reacções de dissolução e precipitação**
 - Produto de solubilidade e solubilidade