

Matériaux : de la chimie aux propriétés – Constantes et Équations

Constantes et Valeurs

Vitesse de la lumière	c	$3 \times 10^8 \text{ m/s}$
Accélération gravitationnelle	g	9.8 m/s^2
Constante de Planck	h	$6,626 \times 10^{-34} \text{ J.s} (\text{et } \hbar = \frac{h}{2\pi})$
Constante de Boltzmann	k ou k _B	$1,38 \times 10^{-23} \text{ J/K}$
Nombre d'Avogadro	N _a	$6,022 \times 10^{23} \text{ particules mol}^{-1}$
Charge élémentaire	e	$1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ (et 1 eV vaut cela en J)
Constante des gaz parfaits	R = N _a k =	$8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ $0,08205 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ $8,3145 \text{ kPa L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ $8,314 \times 10^{-2} \text{ L bar K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Volume molaire d'un gaz parfait, p _o = 1 atm, T = 0°C	V _{mol}	$= R \times 273,15/P_o = 22,4 \text{ L mol}^{-1}$
Unité de masse atomique	u = 10 ⁻³ /N _a =	$1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$
Constante de Faraday	F = N _a · e =	96 485 C mol ⁻¹
Constante de Rydberg	R _∞ = m _e μ ₀ ² e ⁴ c ³ /(8h ³) =	$1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$
Constant énergétique de Rydberg	R _H = h c R _∞	13,6 eV
Masse du proton	m _p =	$1,672 \times 10^{-27} \text{ kg} = 1 \text{ u}$
Masse du neutron	m _n =	$1,674 \times 10^{-27} \text{ kg} = 1 \text{ u}$
Masse de l'électron	m _e =	$9,1 \times 10^{-31} \text{ kg} = 5,485 \times 10^{-4} \text{ u}$

Structure atomique

Energie d'un photon : $E = h \frac{c}{\lambda} = h\nu$ [J]

Energie des niveaux de l'atome d'hydrogène: $E_n = \frac{-13,6 \text{ eV}}{n^2}$ (n = 1, 2, 3, ...)

Rydberg pour l'Hydrogène $\frac{1}{\lambda} = R_{\infty} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ λ: longueur d'onde [m]

Equation de Broglie $\lambda = \frac{h}{mv}$

Incertitude de Heisenberg $\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{1}{2}\hbar = h/4\pi$ incertitude sur le mvt Δp = mΔv et sur la position Δx

Loi de gaz parfait : pV = nRT

Le potentiel de Lennard Jones : $E = \epsilon_0 \left[\left(\frac{r_0}{r} \right)^{12} - 2 \left(\frac{r_0}{r} \right)^6 \right]$ avec ε₀ : énergie de liaison[eV]
r₀ : distance à l'équilibre [m]

Thermodynamique

Définition de l'enthalpie H = U + pV [J.mol⁻¹] (U : énergie interne, p: pression, V : volume)

Définition de l'entropie : classique : $\Delta S = \frac{Q_{rev}}{T}$ [J.mol⁻¹.K⁻¹]

Variation de l'entropie de l'Univers : $\Delta S_{univers} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{env} = \Delta S_f^0 + \frac{-\Delta H_f^0}{T}$

La capacité calorifique spécifique, à p=const. : $c_p = \frac{1}{m} \frac{dH}{dT}$ [J.kg⁻¹.K⁻¹]

Variation de l'enthalpie libre (énergie de Gibbs) : $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Variation standard de

- l'entropie de réaction $\Delta_r S^0 = \sum_{i=1}^p v_i S_i^0 (\text{produits}) - \sum_{j=1}^r v_j S_j^0 (\text{réactifs})$

- l'enthalpie de réaction $\Delta_r H^0 = \sum_{i=1}^p v_i \Delta_f H_i^0 (\text{produits}) - \sum_{j=1}^r v_j \Delta_f H_j^0 (\text{réactifs})$

- l'enthalpie libre de réaction $\Delta_r G^0 = \sum_{i=1}^p v_i \Delta_f G_i^0 (\text{produits}) - \sum_{j=1}^r v_j \Delta_f G_j^0 (\text{réactifs})$

ΔG⁰, ΔH⁰ et S⁰ mesurées dans des conditions standards et tabulées

avec v_i , v_j les coefficients stœchiométriques pour les produits et réactifs respectivement

Variation d'enthalpie libre dans une réaction chimique : $\Delta G_r^0 = \Delta H_r^0 - T\Delta S_r^0$

Relation entre ΔG_f^0 et ΔG_r : $\Delta G_r = \Delta G_f^0 + RT \ln Q$ avec Q quotient réactionnel

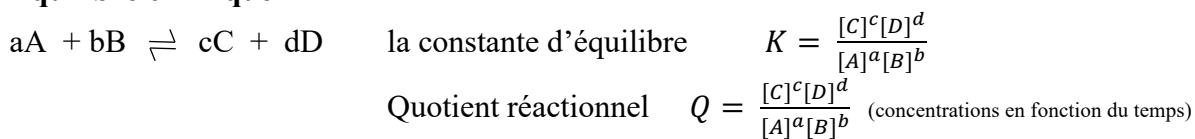
Relation entre ΔG_r^0 et K (constante d'équilibre) : $\Delta G_r^0 = -RT \ln K$

Le règle de Phase (Loi de Gibbs) : $2 + C = V + P$ C : nombre de composants.

V : variance, nombre de des

P : nombre de phases

Equilibre chimique



La cinétique chimique

Vitesse de réaction : $aA + bB \rightarrow mM + nN$

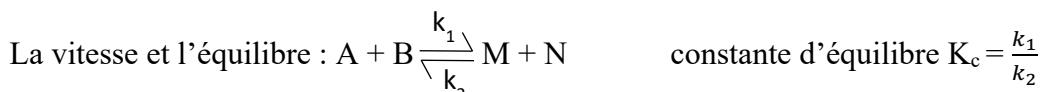
$$\text{Vitesse} \quad v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{d[B]}{dt} = +\frac{1}{m} \cdot \frac{d[M]}{dt} = +\frac{1}{n} \cdot \frac{d[N]}{dt} \quad (\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1})$$

Ordre d'une réaction : Un seul réactif : $v = k[A]^{\alpha}$ α : ordre en A/réaction

Plusieurs réactifs : $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$ ordre global de réaction : $\alpha+\beta$

Equation d'Arrhenius : $k = A e^{-E_a/RT}$ avec E_a = énergie d'activation

$$\text{Forme linéarisée : } \ln k = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T} \right) + \ln A \quad \text{Forme à deux points : } \ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$



Les acides et bases



Constante de dissociation de l'eau : $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] \text{ M}^{-2} = 1,0 \times 10^{-14}$ (à 25°C)

Constante de dissociation de l'eau : $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ (à 25 °C)

Relation entre pH et pOH : $pH + pOH = 14,00$ (à 25°C)

$$\text{Constante d'acidité } K_a = \frac{[H_3O^+] [A^-]}{[HA]} \quad \text{Constante de basicité } K_b = \frac{[BH^+] [OH^-]}{[B]}$$

Relation : $K_a K_b = K_e$

pH d'une solution d'acide fort ($K_a \gg 1$) : $pH = -\log ([H^+]/1M) = -\log (c_a/1M)$

$$c_a = [HA]^0 = [H^+]$$

pH d'une solution aqueuse diluée d'un acide fort : $[H^+] = \frac{c_a + \sqrt{c_a^2 + 4K_e}}{2}$ quand $c_a < 10^{-6}$

pH d'une solution d'un acide faible ($K_a \ll 1$) : général : $[H^+] = x = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a c_a}}{2}$

$$\text{Si } [\text{HA}]_0 > 100 \text{ K}_a: x = [\text{H}^+] = \sqrt{K_a c_a} \quad pH = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log[\text{HA}]_0)$$

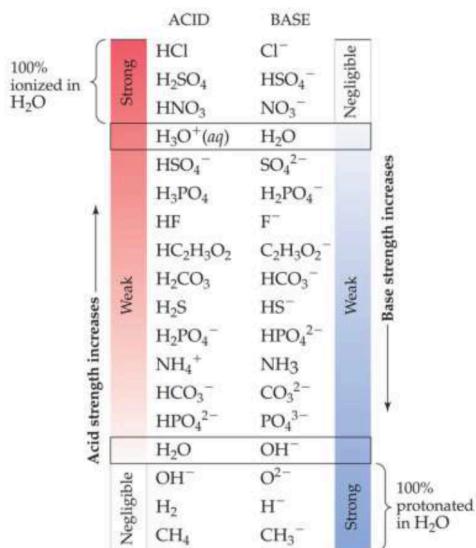
pOH d'une solution d'une base forte ($K_b \gg 1$) : $pOH = -\log(c_b)$ $c_b = [B]_0$

pOH d'une solution aqueuse diluée d'une base forte : $[OH]^- = \frac{c_b + \sqrt{c_b^2 + 4K_e}}{2}$ quand $c_b < 10^{-6}$

pH d'une solution d'une base faible ($K_b \ll 1$): $x = [\text{OH}^-]$: général: $x = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_b c_b}}{2}$

$$\text{Si } [B]_0 \geq 100 \text{ K}_b; \quad x = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b c_b} \quad pH = \frac{1}{2} (14 + pK_a + \log[B]_0)$$

Acide	Base conjuguée
HI (acide iodhydrique)	I^- (ion iodure)
HBr (acide bromhydrique)	Br^- (ion bromure)
HCl (acide chlorhydrique)	Cl^- (ion chlorure)
H_2SO_4 (acide sulfurique)	HSO_4^- (ion hydrogénosulfate)
HNO_3 (acide nitrique)	NO_3^- (ion nitrate)
H_3O^+ (ion hydronium)	H_2O (eau)
HSO_4^- (ion hydrogénosulfate)	SO_4^{2-} (ion sulfate)
HNO_2 (acide nitreux)	NO_2^- (ion nitrite)
HF (acide fluorhydrique)	F^- (ion fluorure)
CH_3COOH (acide acétique)	CH_3COO^- (ion acéate)
H_2CO_3 (acide carbonique)	HCO_3^- (ion hydrogénocarbonate)
NH_4^+ (ion ammonium)	NH_3 (ammoniac)
HCO_3^- (ion hydrogénocarbonate)	CO_3^{2-} (ion carbonate)
H_2O (eau)	OH^- (ion hydroxyde)
CH_3OH (méthanol)	CH_3O^- (ion méthanolate)



L'électrochimie

Equation pour le potentiel de pile : $\Delta E^0_{\text{pile}} = E^0(\text{cathode}) - E^0(\text{anode})$ [V]

Relation ΔG_r^0 entre ΔE^0_{pile} et : $\Delta G_r^0 = -zF\Delta E^0_{\text{pile}}$ [J.mol⁻¹] (car [J]=[C.V])

Potentiel standard et constante équilibre : $\ln K = \frac{zF\Delta E^0}{RT}$

L'équation de Nernst : $\Delta E = \Delta E^0 - \frac{RT}{zF} \ln Q$

Loi de Faraday : $n = \frac{I t}{zF}$ avec n = nombre de moles du produit ; I = intensité de courant [A] ; F : constante de Faraday ; z = nombre d'électrons transférés

Tableau 7.1 Potentiels d'électrode standard à 25 °C

Demi-réaction de réduction		E° (V)
Agent oxydant plus fort		
$F_2(g) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 F^-(aq)$	2,87
$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 H_2O(l)$	1,78
$PbO_2(s) + 4 H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow PbSO_4(s) + 2 H_2O(l)$	1,69
$MnO_4^-(aq) + 4 H^+(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow MnO_2(s) + 2 H_2O(l)$	1,68
$MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^-$	$\longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(l)$	1,51
$Au^{3+}(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow Au(s)$	1,50
$PbO_2(s) + 4 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Pb^{2+}(aq) + 2 H_2O(l)$	1,46
$Cl_2(g) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 Cl^-(aq)$	1,36
$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^-$	$\longrightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$	1,33
$O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^-$	$\longrightarrow 2 H_2O(l)$	1,23
$MnO_2(s) + 4 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 2 H_2O(l)$	1,21
$IO_3^-(aq) + 6 H^+(aq) + 5 e^-$	$\longrightarrow \frac{1}{2} I_2(aq) + 3 H_2O(l)$	1,20
$Br_2(l) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 Br^-(aq)$	1,09
$VO_2^+(aq) + 2 H^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow VO^{2+}(aq) + H_2O(l)$	1,00
$NO_3^-(aq) + 4 H^+(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow NO(g) + 2 H_2O(l)$	0,96
$ClO_2(g) + e^-$	$\longrightarrow ClO_2^-(aq)$	0,95
$Ag^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Ag(s)$	0,80
$Fe^{3+}(aq) + e^-$	$\longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	0,77
$O_2(g) + 2 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow H_2O_2(aq)$	0,70
$MnO_4^-(aq) + e^-$	$\longrightarrow MnO_4^{2-}(aq)$	0,56
$I_2(s) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 I^-(aq)$	0,54
$Cu^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Cu(s)$	0,52
$O_2(g) + 2 H_2O(l) + 4 e^-$	$\longrightarrow 4 OH^-(aq)$	0,40
$Cu^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Cu(s)$	0,34
$SO_4^{2-}(aq) + 4 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow H_2SO_3(aq) + H_2O(l)$	0,20
$Cu^{2+}(aq) + e^-$	$\longrightarrow Cu^+(aq)$	0,16
$Sn^{4+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	0,15
$2 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow H_2(g)$	0
$Fe^{3+}(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow Fe(s)$	-0,036
$Pb^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Pb(s)$	-0,13
$Sn^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Sn(s)$	-0,14
$Ni^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Ni(s)$	-0,23
$Cd^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Cd(s)$	-0,40
$Fe^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Fe(s)$	-0,45
$Cr^{3+}(aq) + e^-$	$\longrightarrow Cr^{2+}(aq)$	-0,50
$Cr^{3+}(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow Cr(s)$	-0,73
$Zn^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Zn(s)$	-0,76
$2 H_2O(l) + 2 e^-$	$\longrightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$	-0,83
$Mn^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Mn(s)$	-1,18
$Al^{3+}(aq) + 3 e^-$	$\longrightarrow Al(s)$	-1,66
$Mg^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Mg(s)$	-2,37
$Na^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Na(s)$	-2,71
$Ca^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Ca(s)$	-2,76
$Ba^{2+}(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow Ba(s)$	-2,90
$K^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow K(s)$	-2,92
$Li^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Li(s)$	-3,04
Agent oxydant plus faible		Agent réducteur plus fort

Tableau périodique des éléments

1

Les valeurs sont tirées de: David R. Lide, CRC Handbook of Chemistry and Physics, 90^e éd., 2000.

Matériaux – Principales relations et équations

GENERALITES – LIAISONS (voir formulaire chimie)

Principe de Pauli : un set (n, l, m_l, m_s) correspond à 1 seul e^-

Règle de Hund : sur les orbitales (n, l), on fixe d'abord m_s avant de varier m_l

DIFFRACTION

Loi de Bragg : $2d_{hkl} \sin\theta = n\lambda$ [m] avec, pour un réseau cubique, la distance entre les plans (h, k, l) : $d_{hkl} = a(h^2+k^2+l^2)^{-1/2}$

ELASTICITE – VISCOSITE

Contrainte en traction (compression uniaxiale) [Pa] : $\sigma_{xx} = \frac{F_x}{S_x}$

Déformation [-] traction/compression : $\varepsilon_{xx} = \frac{\Delta L_x}{L_{0x}}$, $\varepsilon_{yy} = \frac{\Delta L_y}{L_{0y}}$, $\varepsilon_{zz} = \frac{\Delta L_z}{L_{0z}}$

Module élastique E [Pa] : $\sigma_{xx} = E \varepsilon_{xx}$

Module de cisaillement G [Pa] : $\sigma_{xy} = G 2\varepsilon_{xy} = G \frac{\Delta L_x}{L_{0y}}$

Coefficient de compressibilité K [Pa] : $K = -V_0 \frac{\Delta P}{\Delta V}$

Viscosité μ d'un liquide [Pa.s] : $\sigma_{xy} = \mu \frac{dv_x}{dy} = \mu \dot{\varepsilon}_{xy}$

Densité d'énergie élastique en traction uniaxiale [J/m³=Pa] : $w = \frac{1}{2} E \varepsilon_{xx}^2 = \frac{1}{2} \frac{\sigma_{xx}^2}{E}$ (Énergie totale, multiplier par le volume V)

Pour un potentiel de Lennard-Jones : $E = \frac{72\varepsilon_0}{r_0^3}$

Contrainte de cisaillement [Pa] : $\sigma_{xy} = \frac{F_x}{S_y}$

Cisaillement : $\varepsilon_{xy} = \frac{1}{2} \gamma = \frac{1}{2} \frac{\Delta L_x}{L_{0y}}$

Coefficient de Poisson [-] : $\nu = \frac{-\varepsilon_{yy}}{\varepsilon_{xx}} = \frac{-\varepsilon_{zz}}{\varepsilon_{xx}}$

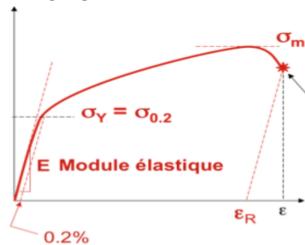
Pour un solide isotrope : $G = \frac{1}{2} \frac{E}{1+\nu}$

Pour un solide isotrope : $K = \frac{1}{3} \frac{E}{1-2\nu}$

Vitesse de propagation d'une onde [m/s] : $v = \sqrt{E/\rho}$

Changement de volume : $\frac{\Delta V}{V} = (1-2\nu)\varepsilon_{xx}$

PLASTICITE



Limite d'élasticité d'un matériau : σ_{el} ou σ_y [Pa]

Métaux : $\sigma_{0.2}$ Polymères : $\sigma_{0.5}$

Résistance maximum d'un matériau : σ_m [Pa]

Ductilité d'un matériau : ε_R (- ou %)

Déformation totale : $\varepsilon_{xx} = \varepsilon_{xx}^{el} + \varepsilon_{xx}^{pl}$

Augmentation de limite d'élasticité due au durcissement: par solution solide $\Delta\sigma_y^{ss} = K_{ss}G\delta\sqrt{X}$, par précipités $\Delta\sigma_y^p = K_p \frac{Gb}{L}$,

par écrouissage $\Delta\sigma_y^e = K_e G b \sqrt{\rho_d}$, par taille des grains (Hall Petch) $\Delta\sigma_y^{hp} = \frac{K_{hp}}{\sqrt{\phi_g}}$ où K constantes, G module de cisaillement [Pa], δ : différence de rayons atomiques [m], X: composition [-], b: norme du vecteur de Burgers [m], L: distance entre obstacles [m], ρ_d : densité de dislocations [m⁻²], ϕ_g : diamètre des grains [m].

DURETE - TENACITE

Dureté Vickers H_V [Vickers] = $1.854 \frac{F[kgF]}{d^2[mm^2]} = 0.189 \frac{F[N]}{d^2[mm^2]}$ où d est la moyenne des diagonales de l'empreinte.

$H_V \cong \sigma_y$ [Mpa]/3 et la dureté en Mpa : H [Mpa] $\cong 9.81 H_V \cong 3 \sigma_y$

Dureté Brinell, $H_B = 0.102 \frac{2F[N]}{\pi D(D - \sqrt{D^2 - d^2}) [mm^2]}$ où D est le diamètre de la bille et d diamètre moyen de l'empreinte.

Facteur de concentration de contraintes $K_{sc} = 1 + \alpha(l/\rho_{sc})^{0.5}$ [-], α cst, ρ_{sc} rayon de courbure; facteur d'intensité de contraintes :

$K_1 = \sigma_0 \sqrt{\pi l}$ [Pa m^{1/2}]

Extension de la zone plastique en avant d'une fissure : $r_y = \frac{(K_1)^2}{\pi \sigma_y^2}$ [m]

Tenacité d'un matériau : $K_{1C} = \sqrt{G_C E}$ avec $G_C = 2\gamma + G_C^{pl}$ (γ : énergie de surface ; G_C^{pl} : énergie plastique [Pa.m ou J/m²])

Critère de fissuration spontanée : $K_1 \geq K_{1C}$ Pour un potentiel de Lennard-Jones, énergie de surface $\gamma = \frac{1}{2} \frac{\varepsilon_0}{r_0^2}$

FATIGUE – USURE

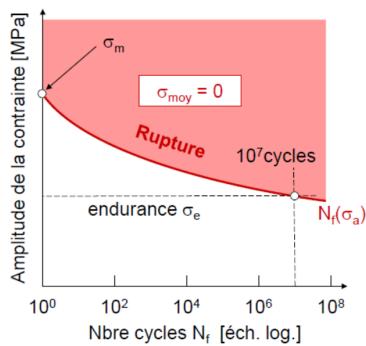
Coefficients de frottements statiques [-] : $\mu_s \approx \frac{F_t}{F_n}$ ($v=0$)

dynamiques : $\mu_d \approx \frac{F_t}{F_n}$ ($v \neq 0$)

Taux d'usure spécifique Ω [-] : $\Omega = \frac{W}{A}$ où A est l'aire de frottement et W = $\frac{\text{volume enlevé}}{\text{distance parcourue}}$

Coefficient d'Archard k_a [Pa⁻¹] : $\Omega = \frac{W}{A} = k_a p = k_a \frac{F_n}{A}$

Matériaux – Principales relations et équations



Courbe de fatigue à $\sigma_{moy}=0$ donnant le nombre de cycles à rupture pour une amplitude de contrainte σ_a .

L'endurance du matériau σ_e est donnée pour une rupture à 10^7 cycles.

Lorsque $\sigma_{moy}\neq0$, on utilise la loi de Goodman : $\sigma_a(N_f, \sigma_{moy}) = \sigma_a^0(N_f) \left(1 - \frac{\sigma_{moy}}{\sigma_m}\right)$

Lorsque des cycles d'amplitudes variables sont appliquées, on utilise la règle de Miner : $\sum \frac{N_i}{N_{f,i}(\Delta\sigma_i)} = 1$

Loi de Paris : $\frac{dl}{dN} = A \Delta K_1^m$, A, m constantes, l [m] et N nombre de cycles.

PROPRIETES THERMIQUES

$$\text{Chaleur spécifique : } c_p = \frac{1}{m} \frac{dH}{dt} [\text{J K}^{-1} \text{kg}^{-1}]$$

$$\text{Chaleur latente de transformation : } L = \frac{\Delta H}{m} [\text{J kg}^{-1}]$$

$$\text{Flux thermique : } j_T = -k \frac{dT}{dz} [\text{W m}^{-2}] \text{ où } k \text{ est la conductivité thermique } [\text{W m}^{-1} \text{K}^{-1}]$$

$$\text{Eq. de la chaleur : } \frac{\partial(\rho h)}{\partial t} = \rho c_p \frac{\partial T}{\partial t} = - \frac{\partial j_T}{\partial z} = k \frac{\partial^2 T}{\partial z^2} \text{ où } \frac{\partial T}{\partial t} = a \frac{\partial^2 T}{\partial z^2} \text{ et diffusivité } a = \frac{k}{\rho c_p} [\text{m}^2 \text{s}^{-1}]$$

$$\text{Nbre Fourier [-]} : F_o = \frac{a \Delta t}{\Delta x^2} \quad \text{Position où } T = (T_1 + T^*)/2 \text{ est } Lc_1 = V(a_1 t) ; \text{Effusivité: } e = \sqrt{k \rho c_p}$$

$$\text{Coeff. d'expansion thermique linéaire } [\text{K}^{-1}] : \alpha = \frac{1}{L} \frac{dL}{dt} \quad \text{Déformation thermique [-]} \varepsilon_{xx}^{th} = \frac{\Delta L}{L_0} = \alpha(T_1 - T_0)$$

COMPORTEMENT A HAUTE TEMPERATURE

$$\text{Vitesse de fluage : } \dot{\varepsilon}^{stat} = A \exp\left(\frac{-Q}{RT}\right) \sigma^n(T) \text{ avec } \dot{\varepsilon} = \frac{1}{L} \frac{dL}{dt}, Q : \text{énergie d'activation } [\text{J mol}^{-1}], R=8.314 \text{ [J K}^{-1} \text{mol}^{-1}],$$

$$\sigma \text{ contrainte appliquée, et } A, n, \text{ constantes. Coefficient de diffusion des espèces chimiques : } D(T) = D_0 \exp\left[\frac{-Q}{RT}\right] \text{ [m}^2 \text{s}^{-1}\text{]}$$

$$\text{Loi de la diffusion (C concentration en mol ou g/volume)} : \frac{\partial C}{\partial t} = - \frac{\partial j_C}{\partial x} = D \frac{\partial^2 C}{\partial x^2} \quad \text{Nombre de Fourier [-]} : F_o = \frac{D \Delta t}{\Delta x^2}$$

DIAGRAMME DE PHASES

$$\text{Composition ou fraction molaire [-]} : X_A = \frac{N_A}{N_A + N_B}$$

$$\text{Composition ou fraction massique [-]} : C_A = \frac{m_A}{m_A + m_B}$$

Règle des phases de Gibbs : $N_{DL} = 2 + N_C - N_P$, où : N_{DL} : nbre de degrés de liberté ; N_C : nbre de composants chimiques

N_P : nbre de phases présentes dans le système.

$$\text{Loi des leviers donnant la fraction molaire d'une phase } \alpha \text{ dans le domaine biphasé } (\alpha+\beta) [-] : \chi_\alpha = \frac{X_{B_\beta} - X_{B_0}}{X_{B_\beta} - X_{B_\alpha}}$$

où X_{B_0} : composition nominale ; X_{B_α} : composition de α ; X_{B_β} : composition de β

OXYDATION/CORROSION

$$\text{Cinétique d'oxydation, couche dense : } x^2 \sim D_0 \exp\left(\frac{-Q_D}{RT}\right) C_0 t = DC_0 t, D \text{ coeff de diffusion, } C_0 \text{ concentration en O}_2 \text{ à la surface}$$

Corrosion aqueuse possible si le potentiel E^0 est inférieur à celui de $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4 OH^-$

PROPRIETES ELECTRIQUES – MAGNETIQUES

$$\text{Dipôle électrique [A s m]} : \mathbf{p} = q \mathbf{d}$$

$$\text{Moment magnétique orbital [A m}^2\text{]} : \mathbf{m} = \frac{1}{2} q \mathbf{r} \times \mathbf{v}$$

$$\text{Vecteur polarisation : } \mathbf{P} = \frac{1}{V} \sum_i \mathbf{p}_i [\text{A s m}^{-2}]$$

$$\text{Vecteur aimantation : } \mathbf{M} = \frac{1}{V} \sum_i \mathbf{m}_i [\text{A m}^{-1}]$$

$$\mathbf{P} = \epsilon_0 \chi_E \mathbf{E} \quad (E : \text{champ électrique } [\text{V m}^{-1}])$$

$$\epsilon_0 = 8.85 \times 10^{-12} [\text{A s V}^{-1} \text{m}^{-1}] \quad \text{et } \epsilon_r = (1 + \chi_E)$$

Charge d'un condensateur [Coulomb=Fahrad.V]: $Q = CV$ avec pour un condensateur plan : $C = \epsilon_0 \epsilon_r \frac{S}{d}$, S surface et d distance plaques.

$$\mathbf{M} = \chi_M \mathbf{H} \quad (\mathbf{H} : \text{champ magnétique } [\text{A m}^{-1}]) \quad \mu_0 = 4\pi \times 10^{-7} [\text{V s A}^{-1} \text{m}^{-1}] \quad \text{et } \mu_r = (1 + \chi_M)$$

$$\text{Induction magnétique d'un solénoïde de } N \text{ spires, de longueur } L \text{ et courant } I : \mathbf{B} = \mu_0 (\mathbf{H} + \mathbf{M}) = \mu_0 \mu_r \frac{N I}{L} [\text{V s m}^{-2}]$$

$$\text{Modèle de Drude pour la conductivité électrique : } j_e = -n_e e \mathbf{v} = \frac{n_e e^2 \tau}{m_e} \mathbf{E} = \sigma_e \mathbf{E} = \rho_e^{-1} \mathbf{E}, \quad n_e : \text{densité d'électrons}$$

Coeff. de perte d'un diélectrique : $L_e = \epsilon_r \tan \delta$ Résistance : $R = \rho_e L/S$, ρ_e résistivité, L longueur, S section.