

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	$6,626 \times 10^{-34} \text{ J.s}$ (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 1eV 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, $p_0 = 1 \text{ atm}$, $T = 0^\circ\text{C}$	$V_{\text{mol}} = R \times 273,15 / p_0 =$	$22,4 \text{ L mol}^{-1}$
Unité de masse atomique	$u = 10^{-3} / N_A =$	$1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$
Constante de Faraday	$F = N_A \cdot e =$	$96\,485 \text{ C mol}^{-1}$
Constante de Rydberg	$R_\infty = m_e \mu_0^2 e^4 c^3 / (8h^3) =$	$1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$
Constant énergétique de Rydberg	$R_H = h c R_\infty$	$13,6 \text{ eV}$
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: $E_n = \frac{-13.6 \text{ eV}}{n^2}$ ($n = 1, 2, 3, \dots$)

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 $\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{1}{2} \hbar = \hbar / 4\pi$ incertitude sur le mvt $\Delta p = m\Delta v$ et sur la position Δx

Loi de gaz parfait : $pV = nRT$

Le potentiel de Lennard Jones : $E = \varepsilon_0 \left[\left(\frac{r_0}{r} \right)^{12} - 2 \left(\frac{r_0}{r} \right)^6 \right]$ avec ε_0 : énergie de liaison[eV]
 r_0 : 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 : $\Delta S_{univers} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{env} = \Delta S_r^0 + \frac{-\Delta H_r^0}{T}$

La capacité calorifique spécifique, à $p=\text{const.}$: $c_p = \frac{1}{m} \frac{dH}{dT}$ [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 $\Delta_r S^0 = \sum_{i=1}^p \nu_i S_i^0(\text{produits}) - \sum_{j=1}^r \nu_j S_j^0(\text{réactifs})$

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

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

ΔG_f^0 , ΔH_f^0 et S^0 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_r^0 et ΔG_r : $\Delta G_r = \Delta G_r^0 + RT \ln Q$ 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 degrés de liberté.
 P : nombre de phases

Equilibre chimique

$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ la constante d'équilibre $K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$
 Quotient réactionnel $Q = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$ (concentrations en fonction du temps)

La cinétique chimique

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

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

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

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

La vitesse et l'équilibre : $A + B \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} M + N$ constante d'équilibre $K_c = \frac{k_1}{k_2}$

Les acides et bases

$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$ $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

Constante de dissociation de l'eau : $K_e = [H_3O^+][OH^-] \text{ M}^{-2} = 1,0 \times 10^{-14}$ (à 25°C)

Expression de l'échelle de pH et pOH : $\text{pH} = -\log[H_3O^+]$ $\text{pOH} = -\log[OH^-]$

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

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

Relation : $K_a K_b = K_e$

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

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

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 : $[H^+] = x = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a c_a}}{2}$

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

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

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 ($K_b \ll 1$) : $x = [OH^-]$: général : $x = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4K_b c_b}}{2}$

Si $[B]_0 > 100 K_b$: $x = [OH^-] = \sqrt{K_b c_b}$ $\text{pH} = \frac{1}{2} (14 + pK_b + \log[B]_0)$

Acide	Base conjuguée
HI (acide iodhydrique)	I ⁻ (ion iodure)
HBr (acide bromhydrique)	Br ⁻ (ion bromure)
HCl (acide chlorhydrique)	Cl ⁻ (ion chlorure)
H ₂ SO ₄ (acide sulfurique)	HSO ₄ ⁻ (ion hydrogénosulfate)
HNO ₃ (acide nitrique)	NO ₃ ⁻ (ion nitrate)
H ₃ O ⁺ (ion hydronium)	H ₂ O (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 ₃ COOH (acide acétique)	CH ₃ COO ⁻ (ion acétate)
H ₂ CO ₃ (acide carbonique)	HCO ₃ ⁻ (ion hydrogénocarbonate)
NH ₄ ⁺ (ion ammonium)	NH ₃ (ammoniac)
HCO ₃ ⁻ (ion hydrogénocarbonate)	CO ₃ ²⁻ (ion carbonate)
H ₂ O (eau)	OH ⁻ (ion hydroxyde)
CH ₃ OH (méthanol)	CH ₃ O ⁻ (ion méthanolate)

	ACID	BASE	
100% ionized in H ₂ O	Strong	Cl ⁻	Negligible
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	
	H ₃ O ⁺ (aq)	H ₂ O	
Acid strength increases ↑	Weak	SO ₄ ²⁻	Base strength increases ↓
	HSO ₄ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	
	H ₃ PO ₄	F ⁻	
	HF	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	
	HC ₂ H ₃ O ₂	HCO ₃ ⁻	
	H ₂ CO ₃	HS ⁻	
	H ₂ S	HPO ₄ ²⁻	
	H ₂ PO ₄ ⁻	NH ₃	
	NH ₄ ⁺	CO ₃ ²⁻	
	HCO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	
HPO ₄ ²⁻			
	H ₂ O	OH ⁻	
Negligible	OH ⁻	O ²⁻	Strong
	H ₂	H ⁻	
	CH ₄	CH ₃ ⁻	
			100% protonated in H ₂ O

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 : $\Delta G_r^0 = -z F \Delta E^0_{\text{pile}}$ [J.mol⁻¹] (car [J]=[C.V])

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

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

Loi de Faraday : $n = \frac{I t}{z F}$ 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	Agent réducteur plus faible
	$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^-$	$\longrightarrow 2 H_2O(l)$	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	
Agent oxydant plus faible	$Li^+(aq) + e^-$	$\longrightarrow Li(s)$	-3,04	Agent réducteur plus fort

Tableau périodique des éléments

I A

1	H
Hydrogène	1.008

II A

3	Li	4	Be
Lithium	6.941	Béryllium	9.012
11	Na	12	Mg
Sodium	22.99	Magnésium	24.31

III B

19	K	20	Ca	21	Sc
Potassium	39.10	Calcium	40.08	Scandium	44.96
37	Rb	38	Sr	39	Y
Rubidium	85.47	Strontium	87.62	Yttrium	88.91

55	Cs	56	Ba	57	La
Césium	132.9	Baryum	137.3	Lanthane	138.9
87	Fr	88	Ra	89	Ac
Francium	(223)	Radium	226.0	Actinium	227.0

Tableau périodique des éléments

Numéro atomique — 26 Fe — Symbole (a)

Nom — Fer

Etats d'oxydation — 55.85

Electronegativité — 2.3

Point de fusion (en °C) — 1538

Point d'ébullition (en °C) — 2871

Masses atomiques (g/mol) — 1538

Masses molaires (g/mol) — 2871

IV B

V B

VI B

VII B

VIII B

I B

II B

III A

IV A

V A

VI A

VII A

VIII A

5	B	6	C	7	N	8	O	9	F
Bore	10.81	Carbone	12.01	Azote	14.01	Oxygène	16.00	Fluor	19.00
13	Al	14	Si	15	P	16	S	17	Cl
Aluminium	26.98	Silicium	28.09	Phosphore	30.97	Soufre	32.06	Chlore	35.45
31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br
Gallium	69.72	Germanium	72.64	Arsenic	74.92	Sélénium	78.96	Brome	79.90
49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I
Indium	114.8	Étain	118.7	Antimoine	121.8	Tellure	127.6	Iode	126.9
81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At
Thallium	204.4	Plomb	207.2	Bismuth	208.98	Polonium	(209)	Astato	(210)
113	Bi	114	Po	115	At	116	Lv	117	Ts
Ununium	(284)	Unbium	(285)	Untrium	(286)	Unquadium	(288)	Unseptium	(289)

2	He
Hélium	4.003

VIII A

Métaux
 Métalloïdes
 Non-métaux
 Gaz rares

Les valeurs sont tirées de David R. Lide, CRC Handbook of Chemistry and Physics, 90^{ed}, 2009

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

Déformation [-] traction/compression : $\varepsilon_{xx} = \frac{\Delta L_x}{L_{0x}}, \varepsilon_{yy} = \frac{\Delta L_y}{L_{0y}}, \varepsilon_{zz} = \frac{\Delta L_z}{L_{0z}}$ Cisaillement : $\varepsilon_{xy} = \frac{1}{2} \gamma = \frac{1}{2} \frac{\Delta L_x}{L_{0y}}$

Module élastique E [Pa] : $\sigma_{xx} = E \varepsilon_{xx}$ Coefficient de Poisson [-] : $\nu = \frac{-\varepsilon_{yy}}{\varepsilon_{xx}} = \frac{-\varepsilon_{zz}}{\varepsilon_{xx}}$

Module de cisaillement G [Pa] : $\sigma_{xy} = G 2\varepsilon_{xy} = G \frac{\Delta L_x}{L_{0y}}$ Pour un solide isotrope : $G = \frac{1}{2} \frac{E}{1+\nu}$

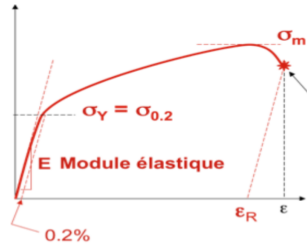
Coefficient de compressibilité K [Pa] : $K = -V_0 \frac{\Delta p}{\Delta V}$ Pour un solide isotrope : $K = \frac{1}{3} \frac{E}{1-2\nu}$

Viscosité μ d'un liquide [Pa.s] : $\sigma_{xy} = \mu \frac{dv_x}{dy} = \mu \dot{\varepsilon}_{xy}$ Vitesse de propagation d'une onde [m/s] : $v = \sqrt{E/\rho}$

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

Pour un potentiel de Lennard-Jones : $E = \frac{72\varepsilon_0}{r_0^3}$ 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 : $K_I = \sigma_0 \sqrt{\pi l}$ [Pa m^{1/2}]

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

Tenacité d'un matériau : $K_{IC} = \sqrt{G_C E}$ 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 : $K_I \geq K_{IC}$ Pour un potentiel de Lennard-Jones, énergie de surface $\gamma = \frac{1}{2} \frac{\varepsilon_0}{r_0^2}$

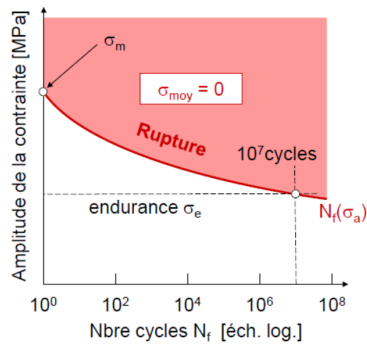
FATIGUE – USURE

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 $\sigma_{moy} \neq 0$, 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 :

$$\sum \frac{N_i}{N_{fi}(\Delta\sigma_i)} = 1$$

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

PROPRIETES THERMIQUES

Chaleur spécifique : $c_p = \frac{1}{m} \frac{dH}{dT}$ [J K⁻¹ kg⁻¹]

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

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

Eq. de la chaleur : $\frac{\partial(\rho h)}{\partial t} = \rho c_p \frac{\partial T}{\partial t} = -\frac{\partial j_T}{\partial z} = k \frac{\partial^2 T}{\partial z^2}$ où $\frac{\partial T}{\partial t} = a \frac{\partial^2 T}{\partial z^2}$ et diffusivité $a = \frac{k}{\rho c_p}$ [m² s⁻¹]

Nbre Fourier [-] : $F_0 = \frac{a \Delta t}{\Delta x^2}$ Position où $T = (T_1 + T^*)/2$ est $L_c = \sqrt{a_1 t}$; Effusivité : $e = \sqrt{k \rho c_p}$

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

COMPORTEMENT A HAUTE TEMPERATURE

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

σ contrainte appliquée, et A, n, constantes. Coefficient de diffusion des espèces chimiques : $D(T) = D_0 \exp\left[\frac{-Q}{RT}\right]$ [m² s⁻¹]

Loi de la diffusion (C concentration en mol ou g/volume) : $\frac{\partial C}{\partial t} = -\frac{\partial j_C}{\partial x} = D \frac{\partial^2 C}{\partial x^2}$ Nombre de Fourier [-] : $F_0 = \frac{D \Delta t}{\Delta x^2}$

DIAGRAMME DE PHASES

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

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.

Loi des leviers donnant la fraction molaire d'une phase α dans le domaine biphasé ($\alpha + \beta$) [-] : $\chi_\alpha = \frac{X_{B\beta} - X_{B0}}{X_{B\beta} - X_{B\alpha}}$

où X_{B0} : composition nominale ; $X_{B\alpha}$: composition de α ; $X_{B\beta}$: composition de β

OXYDATION/CORROSION

Cinétique d'oxydation, couche dense : $x^2 \sim D_0 \exp\left(\frac{-Q_D}{RT}\right) C_0 t = D C_0 t$, D coeff de diffusion, C_0 concentration en O₂ à la surface

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

PROPRIETES ELECTRIQUES – MAGNETIQUES

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

Moment magnétique orbital [A m²] : $\mathbf{m} = \frac{1}{2} q \mathbf{r} \times \mathbf{v}$

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

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

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

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

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

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

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

Modèle de Drude pour la conductivité électrique : $\mathbf{j}_e = -n_e e \mathbf{v} = \frac{n_e e^2 \tau}{m_e} \mathbf{E} = \sigma_e \mathbf{E} = \rho_e^{-1} \mathbf{E}$, n_e : 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.