

CHIMIE GÉNÉRALE I (pour sciences de la vie)

Formulaire pour l'examen de janvier 2011

1. Constantes

Nombre d'Avogadro	$N_A = 6,022 \times 10^{23}$	nombre de particules dans une mole
Constante de Planck	$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$	
Constante des gaz parfaits	$R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ $R = 0,0821 \text{ l}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$	
Vitesse de la lumière	$c = 3 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$	vitesse dans le vide
Charge de l'électron	$e = 1,609 \times 10^{-19} \text{ C}$	utilisée comme unité de charge

2. Unités : fractions, multiples et conversion

milli	m	10^{-3}	micro	μ	10^{-6}	fractions d'unités
nano	n	10^{-9}	pico	p	10^{-12}	
kilo	k	10^3	mega	M	10^6	multiples d'unités
Énergie						conversions d'unités
Pression						
Moment dipolaire						

$1 \text{ eV} = 1,609 \times 10^{-19} \text{ J} = 96,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $1 \text{ cm}^{-1} = 2 \times 10^{-23} \text{ J} = 12 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $1 \text{ atm} = 1,014 \times 10^5 \text{ Pa}$
 $1 \text{ debye} = 3,33 \times 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}$

3. Conversion de logarithmes

$\log_{10} - \ln$	$\log_{10}(x) = 0,4343 \cdot \ln(x)$
$\ln - \log_{10}$	$\ln(x) = 2,303 \cdot \log_{10}(x)$

4. Atomes et molécules

Masse atomique MA (daltons)	$MA = \sum_i p_i m_i$	p_i = abondance isotopique m_i = masse de l'isotope
Masse moléculaire MM (daltons)	$MM = \sum_i n_i MA_i$	n_i = nombre d'atomes i MA_i = masse atomique de l'atome i
Masse molaire MM (g)		masse de N_A particules ou d'une mole de substance
Loi des gaz parfaits	$PV = nRT$	n = nombre de moles R = constante des gaz parfaits
		Pour $P = 1 \text{ atm}$, 1 mole occupe un volume de 22,4 litres à $T = 273 \text{ K}$ et 24,4 litres à 298 K
Onde associée à un électron	$\lambda = \frac{h}{mv}$	λ (m) = longueur d'onde h = constante de Planck
Nombre quantiques	$n = 1, 2, 3, 4, \dots$ $\ell = 0, \dots (n-1)$	nombre quantique principal nombre quantique angulaire

	$m = -\ell, \dots +\ell$	nombre quantique magnétique
	$s = \pm 1/2$	nombre quantique de spin
Énergie d'une onde	$E = h\nu$	ν = fréquence (s^{-1})
Vitesse d'une onde	$v = \lambda \cdot \nu = c/n$	n = indice de réfraction c = vitesse de la lumière dans le vide

5. Liaison chimique

Énergie de Coulomb (J)	$E_{el} = \epsilon \frac{Z_1 \cdot Z_2}{d}$	$\epsilon = 2,31 \times 10^{-16}$ J·pm, constante diélectrique d = distance en pm Z_i = charges en unités atomiques (e)
Moment dipolaire (C·m)	$\mu = \delta \cdot r$	r = distance en m δ = charge en coulombs (C)
Moment dipolaire (D)	$\mu = 4.82 \times 10^{-2} \cdot \delta \cdot r$	r = distance en pm δ = charge en unités atomiques (e)
% de caractère ionique A-B	$100 \left[1 - e^{-(\chi_A - \chi_B)^2 / 4} \right]$	χ_i = électronégativité

6. Équilibres et thermodynamique

Constante d'équilibre	$K(T) = \frac{[X]_{eq}^x \times [Y]_{eq}^y \times \dots}{[A]_{eq}^a \times [B]_{eq}^b \times \dots}$	$aA + bB + \dots \rightleftharpoons xX + yY + \dots$
Quotient réactionnel	$Q(T) = \frac{[X]^x \times [Y]^y \times \dots}{[A]^a \times [B]^b \times \dots}$	
Enthalpie de réaction	$\Delta H_r = \sum n_P \cdot (\Delta H_f)_P - \sum n_R \cdot (\Delta H_f)_R$	indices : P = produits ; R = réactifs
Entropie de réaction	$\Delta S_r = \sum n_P \cdot (\Delta S_f)_P - \sum n_R \cdot (\Delta S_f)_R$	indices : P = produits ; R = réactifs
Enthalpie libre	$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$	à température et pression constantes
Enthalpie libre de réaction	$\Delta G_r = \sum n_P \cdot (\Delta G_f)_P - \sum n_R \cdot (\Delta G_f)_R$	indices : P = produits ; R = réactifs
Relation avec K	$\Delta G_{eq}^0 = -RT \cdot \ln K(298)$	à pression constante
Processus naturel	$\Delta G_r = \Delta G_{eq}^0 + RT \ln Q < 0$	

7. Acides et bases

Produit ionique de l'eau	$K_i = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$	égal à 10^{-14} M ² à 298 K
Constante d'acidité	$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[AH]}$	$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$
Constante de basicité	$K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$	$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

Relation entre K_a et K_b	$K_a \cdot K_b = K_i$	pour une paire acide-base conjuguée
pH d'un acide faible	$\text{pH} \approx \frac{1}{2}(\text{p}K_a - \log[\text{HA}]_t)$	si $\text{p}K_a > 3$ et $[\text{HA}]_t > 10^{-5} \text{ M}$
pOH d'une base faible	$\text{pOH} \approx \frac{1}{2}(\text{p}K_b - \log[\text{B}]_t)$	si $\text{p}K_b > 3$ et $[\text{B}]_t > 10^{-5} \text{ M}$
pH d'une solution de sel	$\text{pH} \approx \frac{1}{2}(\text{p}K_a - \log[\text{sel}]_0)$	sel : acide fort + base faible K_a : acide conjugué de la base faible
	$\text{pOH} \approx \frac{1}{2}(\text{p}K_b - \log[\text{sel}]_0)$	sel : acide faible + base forte K_b : base conjuguée de l'acide faible
pH d'un tampon	$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0}$	si $\text{p}K_a > 3$ et $0,1 < \frac{[\text{A}^-]_0}{[\text{HA}]_0} < 10$
Titration d'un acide faible	$\text{pH} = \text{p}K_a$	$\frac{1}{2}$ neutralisation
Titration d'un monoacide faible	$\text{pH} = \text{pH}$ (solution de sel)	neutralisation
Titration d'un di-acide faible	$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2})$	neutralisation
Titration d'une base faible	$\text{pOH} = \text{p}K_b$	$\frac{1}{2}$ neutralisation
Titration d'une monobase faible	$\text{pH} = \text{pH}$ (solution de sel)	neutralisation
Titration d'une di-base faible	$\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_{b1} + \text{p}K_{b2})$	neutralisation
Point isoélectronique d'un acide aminé	$\text{pI} = \frac{1}{2}(\text{p}K_{a1} + \text{p}K_{a2})$	

8. Oxydants et réducteurs

Nombre d'oxydation

Composés inorganiques

1. éléments : n.o. = 0
2. $\Sigma(\text{n.o.})_i$ = charge de la particule
3. n.o. = +1 : Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
4. n.o. = +2 : Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd
5. n.o. = -1 : F (et halogénures)
6. n.o. = +1 : H, sauf hydrures (-1)
7. n.o. = -2 : O, sauf peroxydes (-1)

Composés des groupes principaux

1. Formule de Lewis
2. e^- de liaison attribués à l'atome le plus électronégatif
3. somme des e^- de valence pour chaque atome
4. n.o. = (numéro du groupe) - (somme e^- val.)

Potentiel standard	$E^0_{\text{réd}}$	$\text{Ox}^{n+} + n e^- \rightleftharpoons \text{réd}$ 298 K, 1 atm, [] = 1M, réf. : $2\text{H}^+/\text{H}_2$
Potentiel standard d'une pile	$\Delta E^0 = E^0_{\text{réd}}(\text{I}) - E^0_{\text{réd}}(\text{II})$	$E^0_{\text{réd}}(\text{I})$: de la réaction de réduction
Réduction de A^{n+} par B	$E^0_{\text{réd}}(\text{A}^{n+}/\text{A}) > E^0_{\text{réd}}(\text{B}^{n+}/\text{B})$	dans les conditions standards
Énergie de Gibbs	$\Delta G^0_r = -nF\Delta E^0_r$	n = nombre d'électrons échangés F = Faraday (96500 C)

Loi de Nernst

$$\Delta E_r = \Delta E_0 - \frac{0,06}{n} \cdot \log \frac{[\text{réd}]}{[\text{ox}]} \quad \text{ox}^{n+} + n e^- \rightleftharpoons \text{réd}$$

$$\Delta E_r = \Delta E_0 - \frac{0,06}{n} \cdot \log \frac{[\text{réd(I)}] \cdot [\text{ox(II)}]}{[\text{ox(I)}] \cdot [\text{réd(II)}]} \quad \text{ox(I)} + \text{réd(II)} \rightleftharpoons \text{réd(I)} + \text{ox(II)}$$

Pile de concentration:

$$\Delta E_{\text{conc/dil}} = - \frac{0,06}{n} \cdot \log \frac{[M^{n+}]_{\text{dil}}}{[M^{n+}]_{\text{conc}}}$$

9. Propriétés des solutions

Produit de solubilité	$K_S = [A]^x \cdot [B]^y$	pour $A_x B_y$
Fraction molaire	$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} \quad \sum_{i=1}^N x_i = 1$	n_i = nombre de moles
Molalité colligative	$m_c = i \cdot m$	i = nombre de particules de soluté
Molarité colligative	$M_c = i \cdot M$	
Loi de Raoult	$P_1 = x_1 \cdot P_1^0$	indice 1 = solvant P_1 = pression de vapeur
Abaissement de tension de vapeur	$\Delta P_1 = x_2 \cdot P_1^0$	indice 2 = soluté
Élévation du point d'ébullition	$T_{\text{éb}} - T_{\text{éb}}^0 = K_{\text{éb}} \cdot m_c$	$K_{\text{éb}}$ = constante ébullioscopique du solvant $K_{\text{éb}}(\text{H}_2\text{O}) = 0,52 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$
Abaissement du point de fusion	$T_{\text{F}}^0 - T_{\text{F}} = K_{\text{F}} \cdot m_c$	K_{F} = constante cryoscopique du solvant $K_{\text{F}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$
Pression osmotique	$\Pi = RT \cdot M_c$	solutions diluées $R = 0,0821 \text{ l} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ M_c = molarité colligative

10. Cinétique

Vitesse de réaction	$V = - \frac{d[\text{réactif}]}{dt} \quad V = + \frac{d[\text{produit}]}{dt}$	
Relation entre les vitesses	$aA + bB + \dots \rightarrow mM + nN + \dots$ $- \frac{1}{a} \cdot \frac{d[A]}{dt} = - \frac{1}{b} \cdot \frac{d[B]}{dt} = + \frac{1}{m} \cdot \frac{d[M]}{dt} = + \frac{1}{n} \cdot \frac{d[N]}{dt}$	
Loi de vitesse	$V = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta \cdot [C]^\gamma \dots$	α, β, γ = ordres partiels de réaction
Loi de 1^{er} ordre	$\ln \frac{[R]}{[R]_0} = -kt$ ou $[R] = [R]_0 \cdot e^{-kt}$	R = réactif
Temps de demi-vie	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0,693}{k}$	réaction de premier ordre

Équilibre	$K_{\text{éq}} = k_d/k_i$	d = réaction directe, i = réaction inverse
	$[R] - [R]_{\text{éq}} = ([R]_0 - [R]_{\text{éq}}) \cdot e^{-(k_d + k_i)t}$	premier ordre
Énergie d'activation	$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$ ou $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$	A = facteur pré-exponentiel E_A = énergie d'activation
11. Chimie analytique		
Loi de Lambert-Beer	$A(\lambda) = \varepsilon(\lambda) \cdot b \cdot c$	$T = \text{transmission} = I_t/I_0$ A = absorbance = $-\log T$ b = chemin optique (cm) c = concentration (M)
Rendement quantique	$Q = \frac{I_{em}}{I_0 - I_t}$	
Dépendance temporelle	$I(t) = I_0 \cdot e^{-k_{obs}t}$	k_{obs} = constante de désactivation (s ⁻¹)
Durée de vie	$\tau = 1/k_{obs}$	(s)
Dépendance par rapport à la concentration	$I_{obs} = \text{constant} \times c$	pour $\varepsilon bc < 0.05$