

# EXAMEN FINAL: CHM1700/CHM1710

## Principes de chimie

Professeur: Alain St-Amant

date: lundi le 20 décembre 2004

temps: 09:30 - 12:30

**AUCUN MATERIEL SUPPLEMENTAIRE PERMIS**

**CALCULATRICE PERMISE**

### INSTRUCTIONS

- vérifiez que vous avez toutes les 20 pages de l'examen
- répondez à toutes les questions
- si vous en avez besoin, vous pouvez travailler sur le verso d'une page
- les formules, les règles, les constantes fondamentales et le tableau périodique sont fournis à la fin (vous pouvez les arracher)
- **n'oubliez pas d'écrire votre nom et numéro d'étudiant:**

NOM: \_\_\_\_\_

#: \_\_\_\_\_



(7) Quel est le nombre d'oxydation du P dans le  $\text{H}_2\text{PO}_3^-$ ?

(8) Quel est l'acide conjugué du  $\text{HPO}_4^{2-}$ ?

(9) Qui a découvert la masse de l'électron?

(10) Quelle est l'hybridation du I dans le  $\text{IF}_3$  (N.B. le I est l'atome central)?

(11) Quelle est l'hybridation du I dans le  $\text{IF}_2^-$  (N.B. le I est l'atome central)?

(12) Parmi N, O, F, P, S, Cl, As, Se, et Br, lequel a la plus petite énergie d'ionisation?

(13) Parmi N, O, F, P, S, Cl, As, Se, et Br, lequel a le plus petit rayon atomique?

- (14) Parmi Ar, He, Kr, Ne et Xe, lequel a les plus faibles interactions de dispersion?
- (15) La constante cryoscopique de l'eau est  $1.86\text{ }^{\circ}\text{C}/\text{m}$ . Quel est le point de congélation d'une solution  $1.00\text{ m}$  en glucose (le glucose n'est pas un électrolyte)?
- (16) La constante cryoscopique de l'eau est  $1.86\text{ }^{\circ}\text{C}/\text{m}$ . Quel est le point de congélation d'une solution  $2.00\text{ m}$  en NaCl?
- (17) Parmi Na, Mg, Al, Si, P, S, et Cl, lequel est diamagnétique?
- (18) Dans l'atome de P (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont  $m = +1$ ?
- (19) Dans l'ion de  $\text{Zn}^{2+}$  (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont  $m = 0$ ?
- (20) Dans l'atome de Ar (dans son niveau fondamental), combien d'électrons ont  $l = 1$  et  $m = 0$ ?

**Partie B (80 points)**

Répondez à chacune des 10 questions de cette partie. Chaque question vaut 8 points. S.V.P. montrez votre travail. Travaillez sur le verso d'une page, si nécessaire.

**Question 1**

Équilibrez l'équation d'oxydoréduction suivante:



**Question 2**

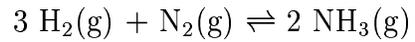
Dans un contenant avec un volume de 25.0 L qui est à une température de 20.0°C, le  $\text{H}_2(\text{g})$  a une pression partielle de 15.0 atm et le  $\text{O}_2(\text{g})$  a une pression partielle de 10.0 atm. On réagit le  $\text{H}_2(\text{g})$  et le  $\text{O}_2(\text{g})$  pour produire le  $\text{H}_2\text{O}$ . Quelle masse de  $\text{H}_2\text{O}$  peut-on produire?

**Question 3**

La composition centésimale d'un composé est de 57.8% C, 16.9% N, 19.2% O, et 6.1% H. La masse moléculaire du composé est approximativement 166 g/mol. Quelle est la formule empirique de ce composé? Quelle est sa formule moléculaire? Quelle est la masse (en g) d'une seule molécule de ce composé?

**Question 4**

La constante d'équilibre, à 25.0 °C, pour la réaction



est  $5.9 \times 10^6$ . A 25.0 °C, l'enthalpie de formation du  $\text{NH}_3(\text{g})$ ,  $\Delta H_f^\circ (\text{NH}_3, \text{g})$ , est  $-46.1 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Faisant l'approximation que  $\Delta H^\circ$  et  $\Delta S^\circ$  ne varient pas avec la température, estimez les valeurs de  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$ ,  $\Delta G^\circ$ , et la constante d'équilibre pour cette réaction à 50.0 °C.

**Question 5**

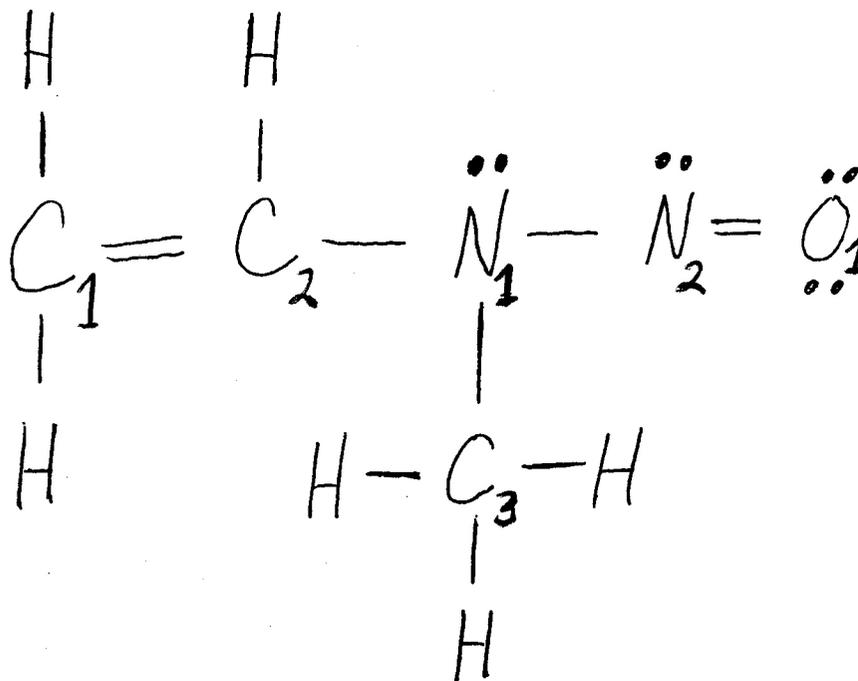
Quelle masse d'acide acétique ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) doit-on ajouter à 1.00 L d'une solution 0.258 M en acétate de sodium pour produire une solution avec un pH de 4.61? Considérez qu'il n'y a aucune variation de volume après l'ajout de l'acide acétique. Quel sera le nouveau pH de cette solution lors de l'ajout de 7.00 g de NaOH? Considérez qu'il n'y a aucune variation de volume lors de l'ajout du NaOH. La constante d'ionisation,  $K_a$ , de l'acide acétique est  $1.8 \times 10^{-5}$ .

**Question 6**

On dissout 0.4762 g d'un monoacide, HA, dans l'eau pour produire une solution de 25.0 mL. Pour neutraliser cet acide, on a besoin de 12.1 mL d'une solution aqueuse 0.112 M en NaOH. Quelle est la masse molaire de ce monoacide? Si le pH au point d'équivalence est 12.12, quelle est la valeur de  $K_b$  pour  $A^-$ ?

**Question 7**

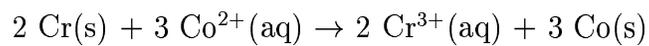
Les électronégativités de H, C, N, et O sont respectivement 2.1, 2.5, 3.0, et 3.5. Quel est l'état d'oxydation, la charge formelle, et l'hybridation de chaque atome de C, N, et O dans la molécule suivante? S.V.P. placez vos réponses dans le tableau. Finalement, indiquez quelles paires d'atomes ont une liaison  $\pi$  entre elles. N.B. la structure de Lewis fournie est raisonnable et vos réponses devraient être basées sur cette structure de Lewis.



atome	état d'oxydation	charge formelle	hybridation
C <sub>1</sub>			
C <sub>2</sub>			
C <sub>3</sub>			
N <sub>1</sub>			
N <sub>2</sub>			
O <sub>1</sub>			

**Question 8**

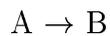
Calculez les valeurs de  $\varepsilon^\circ$  et  $\Delta G^\circ$  pour la réaction de la cellule suivante (à 25°C):



Si la concentration de  $\text{Cr}^{3+}$  est 0.150 M, quelle concentration de  $\text{Co}^{2+}$  serait nécessaire afin que cette réaction soit spontanée. La température est toujours 25°C.

**Question 9**

La réaction



est une réaction d'ordre 1. On obtient les données suivantes:

T (°C)	k (s <sup>-1</sup> )
50	$4.0 \times 10^{-2}$
75	$6.0 \times 10^{-2}$

Calculez l'énergie d'activation pour cette réaction. A 0.0°C, quel temps sera nécessaire afin que la concentration de A tombe de 1.000 M à 0.100 M?

**Question 10**

(partie a, 4 points) On a une solution qui est 3.33 m (ou mol/kg) en glucose ( $C_6H_{12}O_6$ , cette molécule n'est pas un électrolyte). Calculez la fraction de mole de glucose de cette solution.

(partie b, 4 points) On a une solution qui est 10.0% NaCl par masse. La densité de la solution est 1.12 g/mol. Calculez la molarité de cette solution.

constantes fondamentales:

$$R = 8.3145 \text{ kPa L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8.3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0.08206 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$N_A = 6.022 \times 10^{23}$$

$$1 \text{ F} = 96487 \text{ C}$$

$$c = 3.00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

$$h = 6.63 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

$$R_H = 2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$1 \text{ mL} = 1 \times 10^{-3} \text{ L} = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$\text{charge d'un électron} = -1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$\text{masse d'un électron} = 9.09 \times 10^{-28} \text{ g}$$

$$\text{masse d'un proton} = 1.673 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$\text{masse d'un neutron} = 1.675 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$\text{unité de masse atomique} = 1.661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

formules:

masse volumique:

$$\rho = \frac{\text{masse}}{\text{volume}}$$

loi de Boyle (n, T constants):

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

loi de Charles et Gay-Lussac (n, P constants):

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

loi d'Avogadro (P, T constantes):

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

équation des gaz parfaits:

$$PV = nRT$$

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

masse molaire d'un gaz:

$$M = \frac{\rho RT}{P}$$

fraction de mole:

$$X_A = \frac{n_A}{n_T}$$

loi des pressions partielles de Dalton:

$$P_A = X_A P_T$$

vitesse quadratique moyenne:

$$v_{quad} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

équation de van der Waals:

$$\left(P + a\frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

premier principe de la thermodynamique:

$$\Delta U = Q + W$$

enthalpie:

$$H = E + PV$$

chaleur spécifique et capacité calorifique:

$$Q = C\Delta T = ms\Delta T$$

variation d'enthalpie standard:

$$\Delta H^\circ = \sum_A^{\text{produits}} n_A \Delta H_f^\circ(A) - \sum_B^{\text{réactifs}} n_B \Delta H_f^\circ(B)$$

travail d'expansion d'un gaz (pression externe constante):

$$w = -P_{ex}\Delta V$$

réaction chimique, température constante:

$$\Delta H = \Delta U + RT\Delta n_{gaz}$$

variation d'entropie, température constante:

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

deuxième principe de la thermodynamique:

$$\Delta S_{univers} \geq 0$$

variation d'entropie standard:

$$\Delta S^\circ = \sum_A^{\text{produits}} n_A S^\circ(A) - \sum_B^{\text{réactifs}} n_B S^\circ(B)$$

enthalpie libre:

$$G = H - TS$$

variation d'enthalpie libre, température constante:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

variation d'enthalpie libre standard:

$$\Delta G^\circ = \sum_A^{\text{produits}} n_A \Delta G_f^\circ(A) - \sum_B^{\text{réactifs}} n_B \Delta G_f^\circ(B)$$

variation d'entropie pour une transition de phase (P constante):

$$\Delta S_{transition} = \frac{\Delta H_{transition}}{T_{transition}}$$

variation d'enthalpie libre:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

relation entre la variation d'enthalpie libre standard et la constante d'équilibre:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K \quad \text{ou} \quad K = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}}$$

équation de van't Hoff:

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

titrage (point d'équivalence, pour un acide/base avec seulement un proton à donner/accepter):

$$C_{standard} V_{standard} = C_{inconnu} V_{inconnu}$$

équation Henderson-Hasselbach:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

acide-base conjugué:

$$K_a K_b = K_{eau} (= 1.0 \times 10^{-14} \text{ à } 25^\circ \text{C})$$

la loi de Henry:

$$C = kP$$

la loi de Raoult:

$$P_{solvant} = X_{solvant} P_{solvant}^\circ$$

$$\Delta P = X_{soluté} P_{solvant}^\circ$$

l'élévation du point d'ébullition:

$$\Delta T_{éb} = i K_{éb} m$$

l'abaissement du point de congélation:

$$\Delta T_{cong} = i K_{cong} m$$

la pression osmotique:

$$\pi = i M R T$$

réaction d'ordre 1:

$$\ln [A] = \ln [A]_o - kt$$

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln 2}{k}$$

l'équation d'Arrhenius:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

le potentiel standard d'une cellule:

$$\varepsilon_{cell}^{\circ} = \varepsilon_{ox}^{\circ} + \varepsilon_{red}^{\circ}$$

l'énergie libre et le potentiel d'une cellule:

$$\Delta G = -nF\varepsilon_{cell}$$

$$\Delta G^{\circ} = -nF\varepsilon_{cell}^{\circ}$$

la constante d'équilibre et le potentiel standard d'une cellule:

$$\varepsilon_{cell}^{\circ} = \frac{RT}{nF} \ln K$$

équation de Nernst:

$$\varepsilon_{cell} = \varepsilon_{cell}^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

la charge transférée:

$$\text{charge} = \text{courant} \times \text{temp}$$

les rayonnements électromagnétiques:

$$c = \lambda\nu$$

l'énergie d'un photon:

$$E = h\nu$$

le modèle de l'atome de Bohr:

$$E_n = \frac{-R_H}{n^2}$$

la longueur d'onde d'une particule:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

la charge effective:

$$Z_{eff} = Z - \sigma$$

		24 Cr		Numéro atomique		52,00 Masse atomique																																																																																																																																										
IA	IIA	III		IV		V		VI		VII		VIII		IX		X		XI		XII																																																																																																																												
		IIIB	IIIB	IVB	IVB	VB	VB	VIB	VIB	VIIIB	VIIIB	IB	IB	IIB	IIB	IIIA	IIIA	IVA	IVA	VIA	VIA	VIIA	VIIA																																																																																																																									
1 H 1,008	3 Li 6,941	11 Na 22,99	19 K 39,10	37 Rb 85,47	55 Cs 132,9	87 Fr (223)	20 Ca 40,08	38 Sr 87,62	56 Ba 137,3	88 Ra (226)	21 Sc 44,96	39 Y 88,91	57 La 138,9	89 Ac (227)	22 Ti 47,88	40 Zr 91,22	72 Hf 178,5	104 Rf (257)	23 V 50,94	41 Nb 92,91	73 Ta 180,9	105 Db (260)	24 Cr 52,00	42 Mo 95,94	74 W 183,9	106 Sg (263)	25 Mn 54,94	43 Tc (98)	75 Re 186,2	107 Bh (262)	26 Fe 55,85	44 Ru 101,1	76 Os 190,2	108 Hs (265)	27 Co 58,93	45 Rh 102,9	77 Ir 192,2	109 Mt (266)	28 Ni 58,69	46 Pd 106,4	78 Pt 195,1	29 Cu 63,55	47 Ag 107,9	79 Au 197,0	30 Zn 65,39	48 Cd 112,4	80 Hg 200,6	31 Ga 69,72	49 In 114,8	81 Tl 204,4	32 Ge 72,6	50 Sn 118,7	82 Pb 207,2	33 As 74,9	51 Sb 121,8	83 Bi 209,0	34 Se 78,9	52 Te 127,6	84 Po (209)	35 Br 79,9	53 I 126,9	85 At (210)	36 Kr 83,8	54 Xe 131,3	86 Rn (222)	37 Rb 85,47	55 Cs 132,9	87 Fr (223)	38 Sr 87,62	56 Ba 137,3	88 Ra (226)	39 Y 88,91	57 La 138,9	89 Ac (227)	40 Zr 91,22	72 Hf 178,5	104 Rf (257)	41 Nb 92,91	73 Ta 180,9	105 Db (260)	42 Mo 95,94	74 W 183,9	106 Sg (263)	43 Tc (98)	75 Re 186,2	107 Bh (262)	44 Ru 101,1	76 Os 190,2	108 Hs (265)	45 Rh 102,9	77 Ir 192,2	109 Mt (266)	46 Pd 106,4	78 Pt 195,1	47 Ag 107,9	79 Au 197,0	48 Cd 112,4	80 Hg 200,6	49 In 114,8	81 Tl 204,4	50 Sn 118,7	82 Pb 207,2	51 Sb 121,8	83 Bi 209,0	52 Te 127,6	84 Po (209)	53 I 126,9	85 At (210)	54 Xe 131,3	86 Rn (222)	55 Cs 132,9	87 Fr (223)	56 Ba 137,3	88 Ra (226)	57 La 138,9	89 Ac (227)	58 Ce 140,1	90 Th 232,0	59 Pr 140,9	91 Pa (231)	60 Nd 144,2	92 U 238,0	61 Pm (147)	93 Np (237)	62 Sm 150,4	94 Pu (242)	63 Eu 152,0	95 Am (243)	64 Gd 157,3	96 Cm (247)	65 Tb 158,9	97 Bk (247)	66 Dy 162,5	98 Cf (249)	67 Ho 164,9	99 Es (254)	68 Er 167,3	100 Fm (253)	69 Tm 168,9	101 Md (256)	70 Yb 173,0	102 No (254)	71 Lu 175,0	103 Lr (257)
		Métaux		Métalloïdes		Non-métaux																																																																																																																																										

La notation 1 à 18 des groupes est recommandée par l'Union internationale de chimie pure et appliquée (IUPAC), mais elle n'est pas encore très utilisée. Dans ce manuel, nous utilisons la notation standard américaine (IA - VIIIA et IB - VIIIIB).

TABLEAU 7.1 LES POTENTIELS STANDARD DE RÉDUCTION, À 25 °C\*

Demi-réaction	$E^{\circ}(V)$
$\text{Li}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Li}(s)$	-3,05
$\text{K}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{K}(s)$	-2,93
$\text{Ba}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Ba}(s)$	-2,90
$\text{Sr}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Sr}(s)$	-2,89
$\text{Ca}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Ca}(s)$	-2,87
$\text{Na}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Na}(s)$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Mg}(s)$	-2,37
$\text{Be}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Be}(s)$	-1,85
$\text{Al}^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow \text{Al}(s)$	-1,66
$\text{Mn}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Mn}(s)$	-1,18
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(aq)$	-0,83
$\text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Zn}(s)$	-0,76
$\text{Cr}^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow \text{Cr}(s)$	-0,74
$\text{Fe}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Fe}(s)$	-0,44
$\text{Cd}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Cd}(s)$	-0,40
$\text{PbSO}_4(s) + 2e^- \rightarrow \text{Pb}(s) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	-0,31
$\text{Co}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Co}(s)$	-0,28
$\text{Ni}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Ni}(s)$	-0,25
$\text{Sn}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Sn}(s)$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Pb}(s)$	-0,13
$2\text{H}^+(aq) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(g)$	0,00
$\text{Sn}^{4+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}(aq)$	+0,13
$\text{Cu}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$	+0,15
$\text{SO}_4^{2-}(aq) + 4\text{H}^+(aq) + 2e^- \rightarrow \text{SO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,20
$\text{AgCl}(s) + e^- \rightarrow \text{Ag}(s) + \text{Cl}^-(aq)$	+0,22
$\text{Cu}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$	+0,34
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightarrow 4\text{OH}^-(aq)$	+0,40
$\text{I}_2(s) + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-(aq)$	+0,53
$\text{MnO}_4^-(aq) + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \rightarrow \text{MnO}_2(s) + 4\text{OH}^-(aq)$	+0,59
$\text{O}_2(g) + 2\text{H}^+(aq) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(aq)$	+0,68
$\text{Fe}^{3+}(aq) + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq)$	+0,77
$\text{Ag}^+(aq) + e^- \rightarrow \text{Ag}(s)$	+0,80
$\text{Hg}_2^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow 2\text{Hg}(l)$	+0,85
$2\text{Hg}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}(aq)$	+0,92
$\text{NO}_3^-(aq) + 4\text{H}^+(aq) + 3e^- \rightarrow \text{NO}(g) + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{Br}_2(l) + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-(aq)$	+1,07
$\text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{MnO}_2(s) + 4\text{H}^+(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(aq) + 14\text{H}^+(aq) + 6e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(aq) + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Cl}_2(g) + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(aq)$	+1,36
$\text{Au}^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow \text{Au}(s)$	+1,50
$\text{MnO}_4^-(aq) + 8\text{H}^+(aq) + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{Ce}^{4+}(aq) + e^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}(aq)$	+1,61
$\text{PbO}_2(s) + 4\text{H}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,70
$\text{H}_2\text{O}_2(aq) + 2\text{H}^+(aq) + 2e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$\text{Co}^{3+}(aq) + e^- \rightarrow \text{Co}^{2+}(aq)$	+1,82
$\text{O}_3(g) + 2\text{H}^+(aq) + 2e^- \rightarrow \text{O}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$	+2,07
$\text{F}_2(g) + 2e^- \rightarrow 2\text{F}^-(aq)$	+2,87

Augmentation du pouvoir oxydant

Augmentation du pouvoir réducteur

\* Dans chaque demi-réaction, la concentration des espèces dissoutes est 1 M et la pression des gaz est de 1 atm. Ce sont les valeurs dans les conditions standard.

Les règles suivantes permettent de déterminer les nombres d'oxydation :

1. Pour les éléments libres (c'est-à-dire non combinés), chaque atome a un nombre d'oxydation égal à zéro. Ainsi, tous les atomes dans  $\text{H}_2$ ,  $\text{Br}_2$ , Na, Be, K,  $\text{O}_2$  et  $\text{P}_4$  ont le même nombre d'oxydation : zéro.
2. Pour les ions monoatomiques, le nombre d'oxydation est égal à la charge de l'ion. Ainsi,  $\text{Li}^+$  a un nombre d'oxydation de +1;  $\text{Ba}^{2+}$ , de +2;  $\text{Fe}^{3+}$ , de +3;  $\text{I}^-$ , de -1;  $\text{O}^{2-}$ , de -2, etc. Tous les métaux alcalins ont un nombre d'oxydation de +1 et tous les métaux alcalino-terreux ont un nombre d'oxydation de +2, quel que soit le composé. L'aluminium a un nombre d'oxydation de +3 dans tous ses composés.
3. Le nombre d'oxydation de l'oxygène dans la plupart des composés (par exemple,  $\text{MgO}$  et  $\text{H}_2\text{O}$ ) est -2; cependant, dans le peroxyde d'hydrogène ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) et l'ion peroxyde ( $\text{O}_2^{2-}$ ), son nombre d'oxydation est -1.
4. Le nombre d'oxydation de l'hydrogène est +1, sauf quand il est lié à un métal dans un composé binaire. Dans ce cas (par exemple,  $\text{LiH}$ ,  $\text{NaH}$  et  $\text{CaH}_2$ ), son nombre d'oxydation est -1.
5. Le fluor a un nombre d'oxydation de -1 dans tous ses composés. Les autres halogènes (Cl, Br et I) ont des nombres d'oxydation négatifs lorsqu'ils apparaissent comme ions halogénure dans leurs composés. Par contre, quand ils se combinent avec l'oxygène (dans les oxacides et les oxanions, par exemple), ils ont des nombres d'oxydation positifs.
6. Dans une molécule neutre, la somme des nombres d'oxydation de tous les atomes doit être zéro. Dans un ion polyatomique, la somme des nombres d'oxydation de tous les éléments de l'ion doit être égale à la charge nette de l'ion. Par exemple, dans l'ion ammonium,  $\text{NH}_4^+$ , le nombre d'oxydation de N est -3 et celui de H est +1 : la somme des nombres d'oxydation est  $-3 + 4(+1) = +1$ , ce qui correspond à la charge nette de l'ion.
7. Les nombres d'oxydation ne sont pas obligatoirement des nombres entiers. Par exemple, dans l'ion superoxyde  $\text{O}_2^-$ , l'oxygène a une valeur de  $-\frac{1}{2}$ .

### CARACTÉRISTIQUES DE LA SOLUBILITÉ DES COMPOSÉS IONIQUES DANS L'EAU À 25 °C

1. Tous les composés de métaux alcalins (groupe 1A) sont solubles.
2. Tous les composés d'ammonium ( $\text{NH}_4^+$ ) sont solubles.
3. Tous les nitrates ( $\text{NO}_3^-$ ), les bicarbonates  $\text{HCO}_3^-$ , les chlorates ( $\text{ClO}_3^-$ ) et les perchlorates ( $\text{ClO}_4^-$ ) sont solubles.
4. La plupart des hydroxydes ( $\text{OH}^-$ ) sont insolubles, sauf les hydroxydes de métaux alcalins et l'hydroxyde de baryum [ $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ]. L'hydroxyde de calcium est légèrement soluble.
5. La plupart des chlorures ( $\text{Cl}^-$ ), des bromures ( $\text{Br}^-$ ) ou des iodures ( $\text{I}^-$ ) sont solubles, sauf ceux qui sont formés d'ions  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$  ou  $\text{Pb}^{2+}$ .
6. Tous les carbonates ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), les phosphates ( $\text{PO}_4^{3-}$ ) et les sulfures ( $\text{S}^{2-}$ ) sont insolubles, sauf ceux des métaux alcalins et de l'ion ammonium.
7. La plupart des sulfates ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) sont solubles. Le sulfate de calcium ( $\text{CaSO}_4$ ) et le sulfate d'argent ( $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ ) sont légèrement solubles. Le sulfate de baryum ( $\text{BaSO}_4$ ), le sulfate de mercure(II) ( $\text{HgSO}_4$ ) et le sulfate de plomb ( $\text{PbSO}_4$ ) sont insolubles.