

 ISTIA EI-2	Génie des Procédés	CC2 2H <i>Page A4</i> <i>Calculette autorisée</i>
---------------------------------	---------------------------	--

Etat standard : 1 bar = 10^5 Pa

$$R = 8.314 \text{ J. K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Exercice 1 : Température de flamme adiabatique

Soit la réaction d'oxydo-réduction suivante en phase gazeuse :



- 1) Ecrire les deux demi-réactions d'oxydoréduction correspondantes (*en utilisant les espèces OH⁻ et/ou H⁺ si nécessaires*) et équilibrer la réaction globale en utilisant des coefficients stoechiométriques entiers. Donner le nom de chaque composé intervenant dans cette réaction.
- 2) Calculer l'enthalpie standard de réaction à 298,15 K, notée $\Delta H_{298,15}^0$
- 3) Cette réaction se déroule dans une enceinte adiabatique, sous une pression constante P. Le **mélange initial stoechiométrique** des réactifs est introduit à 298,15 K. Soit n°, le nombre initial de moles de NH_{3(g)} introduites. Présenter sous forme d'un tableau, le nombre de moles de chaque constituant en fonction de n°, aux instants :
 - t° initial
 - t en fonction d'une part de l'avancement ξ_t de la réaction et du coefficient d'avancement α_t , d'autre part
 - t_f final – Vous donnerez la valeur ξ_{tf}
- 4) Calculer la température théorique maximale atteinte T_f (température de flamme adiabatique) en considérant que la chaleur de réaction produite ne sert à éléver que la température des produits de la réaction.

Données :

Données thermodynamiques à 298,15 K				
	NH _{3(g)}	O _{2(g)}	NO _(g)	H ₂ O _(g)
$\Delta_f H_{298,15}^0$ kJ.mol ⁻¹	-46,21		-90,42	-241,94
C _P ⁰ J.K ⁻¹ .mol ⁻¹			29,89	37,13

Exercice 2 : Pile cuivre/argent

Une pile est réalisée en versant dans un bêcher un volume V₁ = 50 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) ($[\text{Cu}^{2+}\text{SO}_4^{2-}]^{\circ} = C_1 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$) et dans un autre bêcher, un volume V₂ = 50 mL d'une solution aqueuse de nitrate d'argent (I) ($[\text{NO}_3^-\text{Ag}^+]^{\circ} = C_2 = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$) reliées par un pont salin. La solution de sulfate de cuivre (II) est bleue, celle de nitrate d'argent incolore. Une électrode de cuivre Cu_(s) et d'une électrode d'argent Ag_(s) trempent dans les solutions aqueuses de cuivre (II) et d'argent (I) respectivement. La pile débite un courant d'intensité constante : i = 150 mA.

- 1) En vous servant des potentiels redox standard, donner les deux demi-réactions mises en jeu ainsi que l'équation bilan de la pile.
- 2) Faire un schéma de la pile. Indiquer les polarités aux électrodes, la nature des ions métalliques présents dans les bêchers, le sens conventionnel du courant et le sens du mouvement des électrons, le sens du mouvement des ions présents dans le pont salin.
- 3) Donner une valeur du potentiel approchée lu sur un voltmètre branché aux bornes de la pile.
- 4) Comment évoluent les concentrations des ions métalliques dans chacun des bêchers ? Les ions Cu²⁺_(aq) sont responsables de la coloration bleue d'une des solutions. Que devient cette coloration au fur et à mesure du fonctionnement de la pile ? Comment l'égalité entre la quantité de charge positive et la quantité de charge négative en solution est-elle préservée ?
- 5) Calculer le potentiel de la pile selon Nernst et le quotient des activités, dans l'état initial du système, noté Q[°]. Calculer le travail électrique initial W_{el}[°] mis en jeu.
- 6) Une pile en fonctionnement est-elle un système en équilibre, ou hors de son état d'équilibre ? Comment évolue le quotient des activités ? Comment évolue le potentiel selon Nernst en fonction du temps t ?
- 7) La partie immergée de l'électrode de cuivre a une masse m[°]_{Cu} = 10 g. Les réactifs sont-ils en proportions stoechiométriques initiales ? Quel est le réactif limitant ?
- 8) Exprimer en fonction de l'avancement ξ_t , les nombres de moles, les concentrations et les masses de métaux (produite ou disparue), à l'instant t.

Données :

$$M(\text{Cu}) = 63.5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(\text{Ag}) = 65.4 \text{ g.mol}^{-1}$$

Génie des Procédés – Session 1

2015-16

Potentiels redox standards $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}) = + 0.34 \text{ V}$

$$E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = + 0.8 \text{ V}$$

$$\text{Equation Nernst pour 1 couple (Ox/red): } E_{(\text{Ox} / \text{red})} = E_{(\text{Ox} / \text{red})}^{\circ} + \frac{0.059}{n} \log \frac{a_{\text{ox}}}{a_{\text{red}}} \quad \text{à } T = 298.15 \text{ K}$$

Exercice 3 : Consommation d'essence

Une automobile roule à 100 km.h^{-1} en développant une puissance de 30 kW ($1\text{W} = 1 \text{ J.s}^{-1}$). L'efficacité η du moteur thermique

($\eta = \frac{|W_T|}{Q_{\text{comb}}}$) est de 0.28.

- 1) L'essence étant considérée comme de l'octane (alcane en C₈). Calculer la consommation d'essence en litres pour 100 km parcouru par cette voiture.
 - 2) Les gaz seront considérés comme parfaits, la température T = 298.15 K et la pression P = 1 bar, calculer pour 100 km parcouru :
 - a) le volume d'oxygène consommé
 - b) le volume d'air consommé (21 % oxygène)
 - c) le volume de gaz carbonique produit.

Données :

Octane :

Masse molaire : $M = 114 \text{ g.mol}^{-1}$

Masse molaire : $M = 114 \text{ g.mol}^{-1}$
 Masse volumique $\rho = 0.72 \text{ kg.l}^{-1}$

Variation d'enthalpie de combustion molaire d'un alcane à n atomes de C: $\Delta_c H_{298,15}^0 = -(609n + 193) \text{ kJ.mol}^{-1}$