

 ISTIA EI-2	Génie des Procédés	CC2 2H Page A4 Calculatrice autorisée
--	---------------------------	--

Etat standard : 1 bar = 10^5 Pa $R = 8.314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ $N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ **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 stœchiométriques 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 stœchiométrique** des réactifs est introduit à 298,15 K. Soit n^0 , le nombre initial de moles de $\text{NH}_{3(g)}$ introduites. Présenter sous forme d'un tableau, le nombre de moles de chaque constituant en fonction de n^0 , aux instants :
 - t^0 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 élever que la température des produits de la réaction.

Données :

Données thermodynamiques à 298,15 K				
	$\text{NH}_{3(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{NO}_{(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
$\Delta_f H_{298,15}^0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	-46,21		-90,42	-241,94
$C_p^0 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$			29,89	37,13

Exercice 2 : Pile cuivre/argent

Une pile est réalisée en versant dans un bécher un volume $V_1 = 50 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) ($[\text{Cu}^{2+}\text{SO}_4^{2-}]^0 = C_1 = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) et dans un autre b cher, un volume $V_2 = 50 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de nitrate d'argent (I) ($[\text{NO}_3^-\text{Ag}^+]^0 = C_2 = 0.5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) reliées par un pont salin. La solution de sulfate de cuivre (II) est bleue, celle de nitrate d'argent incolore. Une électrode de cuivre $\text{Cu}_{(s)}$ et d'une électrode d'argent $\text{Ag}_{(s)}$ trempent dans les solutions aqueuses de cuivre (II) et d'argent (I) respectivement. La pile débite un courant d'intensité constante : $i = 150 \text{ mA}$.

- 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 b chers, 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 b chers ? Les ions $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ 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^0 . Calculer le travail électrique initial W_{el}^0 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 $m^0_{\text{Cu}} = 10 \text{ g}$. Les réactifs sont-ils en proportions stœchiométriques 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 : $M(\text{Cu}) = 63.5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{Ag}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Génie des Procédés – Session 1

2015-16

