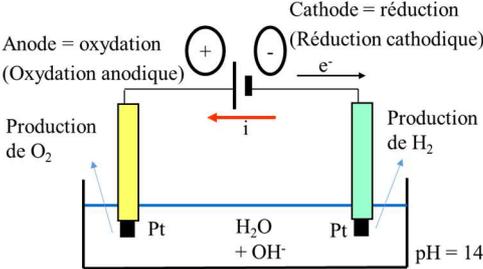


Correction IE3 Chime2 29 janvier 2020 – Correction avec barème.

	EXERCICE 1 Electrolyse de l'eau en milieu basique
question	Réponse
1.1	$\frac{1}{2} O_2/OH^- : 2OH^-_{(aq)} \rightarrow \frac{1}{2} O_{2(g)} + H_2O_{(l)} + 2e^-$ <p style="text-align: center;">NO (O) : - II NO (O) : 0</p> $H_2O/H_2 : 2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$ <p style="text-align: center;">NO (H) : (+I) NO (H) : 0</p>
1.2	<p>Schéma du dispositif d'électrolyse de l'eau en conditions basiques : (-0.25 /erreur ou omission)</p> <p>Rappel de la réaction bilan : $H_2O_{(l)} \rightarrow H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)}$</p>  <p style="text-align: center;">Anode = oxydation (Oxydation anodique) Cathode = réduction (Réduction cathodique)</p> <p style="text-align: center;">Production de O₂ Production de H₂</p> <p style="text-align: center;">Pt H₂O + OH⁻ Pt pH = 14</p> <p>Réactions :</p> <p>Anode + : $\frac{1}{2} O_2/OH^- : 2OH^-_{(aq)} \rightarrow \frac{1}{2} O_{2(g)} + H_2O_{(l)} + 2e^-$</p> <p>Cathode - : $H_2O/H_2 : 2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$</p>
1.3	<p>Equations de Nernst : (-0.25 /erreur ou omission)</p> <p>Anode + : $E^+ = E^0_{\frac{1}{2}O_2/OH^-} + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{P_{O_2}^{\frac{1}{2}}}{[OH^-]^2} \right)$</p> <p>Cathode - : $E^- = E^0_{H_2O/H_2} + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{1}{P_{H_2}^1 \times [OH^-]^2} \right)$</p>
1.4	<p>Expression littérale de la différence de potentiel : (-0.25 /erreur ou omission)</p> <p>Compter 0,75 (au lieu de 1,5) si inversion des P et conc.</p> $\varepsilon = E^+ - E^- = E^0_{\frac{1}{2}O_2/OH^-} + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{P_{O_2}^{\frac{1}{2}}}{[OH^-]^2} \right) - E^0_{H_2O/H_2} - \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{1}{P_{H_2}^1 \times [OH^-]^2} \right)$ $\varepsilon = E^0_{\frac{1}{2}O_2/OH^-} - E^0_{H_2O/H_2} + \frac{RT}{2F} \ln \left(P_{O_2}^{\frac{1}{2}} \times P_{H_2}^1 \right)$
1.5	<p>Tension minimale à exercer :</p> <p>Si p standard, $P_{H_2} = 1$ bar et $P_{O_2} = 1$ bar</p> <p>Alors,</p> $\varepsilon = E^0_{\frac{1}{2}O_2/OH^-} - E^0_{H_2O/H_2}$ <p>A.N. : $\varepsilon = 0,4 - (-0,83) = +1,23V$</p>
1.6	<p>Production de 1 m³ d'H₂ sous p = 1 bar et T = 298 K</p> $n_{H_2} = \frac{p.V}{R.T}$ <p>A.N. : $n_{H_2} = 40,36$ moles = n_{H_2O} ; $m_{H_2O} = 18 \times 40,36 = 726,5$ g</p>
1.7	<p>Quantité d'électricité pour produire 40,36 moles :</p> <p>2 moles d'électrons pour 1 mole d'H₂, soit :</p> <p>Avec $Q = F \times n$</p> <p>A.N : $Q = 96500 \times 40,36 \times 2 = 7,8 \cdot 10^6$ C</p>

EXERCICE 2 Piéger le CO₂ issu de la combustion du bois																						
2.1	Combustion du bois																					
2.1.1	$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$																					
2.1.2	$\Delta_r H = 6 \times \Delta_f H_{CO_2g} + 6 \times \Delta_f H_{H_2Og} - \Delta_f H_{glu}$ $= 6 \times (-393,5) + 6 \times (-241,8) - (-1273,3) = -2538,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$																					
2.1.3	<p>Nombre de moles (initial / Final)</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th></th> <th>glucose</th> <th>O₂</th> <th>N₂</th> <th>CO₂</th> <th>H₂O</th> <th>total</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Initial</td> <td>1</td> <td>10</td> <td>40</td> <td>0</td> <td>0</td> <td>51</td> </tr> <tr> <td>Final</td> <td>0</td> <td>4</td> <td>40</td> <td>6</td> <td>6</td> <td>56</td> </tr> </tbody> </table> <p>Tous les composés finaux sont à l'état gazeux, donc $x_{CO_2} = \frac{6}{56} = 0,107$</p>		glucose	O ₂	N ₂	CO ₂	H ₂ O	total	Initial	1	10	40	0	0	51	Final	0	4	40	6	6	56
	glucose	O ₂	N ₂	CO ₂	H ₂ O	total																
Initial	1	10	40	0	0	51																
Final	0	4	40	6	6	56																
2.1.4	<p>Raisonnement :</p> <p>Le système est adiabatique : $Q = 0$</p> <p>La pression est constante $Q = \Delta H$</p> <p>La transformation est décomposée en 2 étapes : réaction à température initiale, et changement de température des produits.</p> <p>Pour une mole de glucose :</p> $\Delta_r H + \int_{298}^{T_f} C_p dT = 0$ <p>A.N. :</p> <p>Avec $C_p = 4C_{p,O_2} + 40C_{p,N_2} + 6C_{p,CO_2} + 6C_{p,H_2Og}$</p> $= 4 \times 29,4 + 40 \times 29,1 + 6 \times 37,1 + 6 \times 33,6 = \mathbf{1705,6 \text{ J.K}^{-1}}$ $T_f = 298 - \frac{-2538,5 \times 10^3}{1705,6} = \mathbf{1786 \text{ K (1513 } ^\circ\text{C)}}$																					
2.2	Absorption du CO₂ dans l'eau																					
2.2.1	<p>P_{CO_2} : pression partielle de CO₂ (unité de pression)</p> <p>x_{CO_2} : fraction molaire du CO₂ dans la phase liquide (sans unité)</p> <p>K_{H,CO_2} est la constante de Henry (unité de pression)</p>																					
2.2.2	$x_{CO_2} = \frac{P_{CO_2}}{K_{H,CO_2}}, \text{ soit } 5,35 \cdot 10^5 / 1,68 \cdot 10^8 = 3,18 \cdot 10^{-3}$ <p>Or, $x_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_{H_2O} + n_{CO_2}}$, donc $n_{CO_2} = \frac{x_{CO_2}}{1 - x_{CO_2}} \times n_{H_2O} (\approx x_{CO_2} \times n_{H_2O})$</p> <p>Pour un litre d'eau (55,56 moles d'eau), $n_{CO_2} = 0,177$ Non explicitement demandé</p> <p>D'où [CO₂] = 0,177 mol.L⁻¹</p>																					
2.2.3	D'après l'énoncé, le CO ₂ est le seul gaz des fumées qui s'absorbe ; lorsque la pression est ramenée à 1 bar, alors la concentration de CO ₂ à l'équilibre diminue et le CO ₂ dissout repasse en phase gazeuse. On produit donc du CO ₂ pur.																					
2.2.4	<p>Si la pression totale est de 1 bar, alors $P_{CO_2} = 1$ bar</p> <p>Donc $x_{CO_2} = \frac{P_{CO_2}}{K_{H,CO_2}} = 5,95 \cdot 10^{-4}$</p> <p>Concentration de CO₂ en phase liquide : $n_{CO_2} = \frac{x_{CO_2}}{1 - x_{CO_2}} \times n_{H_2O}$</p> <p>$n_{CO_2} = 0,0330$ moles, donc 0,033 mol.L⁻¹</p> <p>Quantité de CO₂ désorbée pour un litre d'eau : $0,177 - 0,33 = 0,144$ mol (6,33 g). Pour 1 m³ d'eau, on récupère 6,33 kg de CO₂.</p>																					

EXERCICE 3 Etude de la réaction de méthanation																									
3.1	Réaction 3 : $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$ $\Delta_{r3}S_{298}^0 = S_{CO}^0 + S_{H_2Og}^0 - S_{CO_2}^0 - S_{H_2}^0$ $= 197,7 + 188,8 - 213,8 - 130,7 = 42 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$																								
3.2	La réaction est endothermique dans le sens direct (+41,2 kJ/mol). D'après la loi de modération, l'augmentation de température favorise le sens endothermique, donc le sens direct de la réaction . L'augmentation de pression favorise le sens lié à la disparition du nombre de moles de gaz. Dans ce cas, aucun sens n'est privilégié : aucun effet de la pression .																								
3.3	Cp négligeables. $\Delta_{r3}G_T^0 = \Delta_{r3}H_{298}^0 - T\Delta_{r3}S_{298}^0$ AN : $\Delta_{r3}G_T^0 = 41200 - 673 \times 42 = 12\,934 \text{ J.mol}^{-1}$. $K_3^0 = \exp\left(-\frac{\Delta_{r3}G_T^0}{RT}\right)$ A.N. : $K_3^0 = 0,099$																								
3.4	Tableau d'avancement (-0,25 /erreur ou omission) : <table border="1" style="width:100%; text-align:center;"> <thead> <tr> <th></th> <th>CO₂</th> <th>H₂</th> <th>CO</th> <th>H₂O</th> <th>Tot</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>n ini</td> <td>1</td> <td>4</td> <td>0</td> <td>0</td> <td>5</td> </tr> <tr> <td>n eq</td> <td>1-r₃</td> <td>4-r₃</td> <td>r₃</td> <td>r₃</td> <td>5</td> </tr> <tr> <td>p_i</td> <td>$\frac{1-r_3}{5}p$</td> <td>$\frac{4-r_3}{5}p$</td> <td>$\frac{r_3}{5}p$</td> <td>$\frac{r_3}{5}p$</td> <td>p</td> </tr> </tbody> </table> <p>Expression de la constante :</p> $K_3^0 = \frac{r_3^2}{(1-r_3)(4-r_3)}$ <p>Résolution équation du second degré :</p> $r_3^2(1-K_3^0) + 5r_3K_3^0 - 4K_3^0 = 0$ <p>Une seule racine positive : $r_3 = 0,443$</p>		CO ₂	H ₂	CO	H ₂ O	Tot	n ini	1	4	0	0	5	n eq	1-r ₃	4-r ₃	r ₃	r ₃	5	p _i	$\frac{1-r_3}{5}p$	$\frac{4-r_3}{5}p$	$\frac{r_3}{5}p$	$\frac{r_3}{5}p$	p
	CO ₂	H ₂	CO	H ₂ O	Tot																				
n ini	1	4	0	0	5																				
n eq	1-r ₃	4-r ₃	r ₃	r ₃	5																				
p _i	$\frac{1-r_3}{5}p$	$\frac{4-r_3}{5}p$	$\frac{r_3}{5}p$	$\frac{r_3}{5}p$	p																				
3.5	Réaction 4 : $CO + 3H_2 \rightleftharpoons CH_4 + H_2O$ Tableau d'avancement : <table border="1" style="width:100%; text-align:center;"> <thead> <tr> <th></th> <th>CO</th> <th>H₂</th> <th>CH₄</th> <th>H₂O</th> <th>Tot</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>n ini</td> <td>1</td> <td>3</td> <td>0</td> <td>0</td> <td>4</td> </tr> <tr> <td>n eq</td> <td>1-r₄</td> <td>3(1-r₄)</td> <td>r₄</td> <td>r₄</td> <td>4-2r₄</td> </tr> <tr> <td>p_i</td> <td>$\frac{1-r_4}{4-2r_4}p$</td> <td>$\frac{3(1-r_4)}{4-2r_4}p$</td> <td>$\frac{r_4}{4-2r_4}p$</td> <td>$\frac{r_4}{4-2r_4}p$</td> <td>p</td> </tr> </tbody> </table> <p>Expression de la constante :</p> $K_4^0 = \frac{\left(\frac{r_4}{4-2r_4}p\right)^2}{\left(\frac{1-r_4}{4-2r_4}p\right)\left(\frac{3(1-r_4)}{4-2r_4}p\right)^3} = \frac{r_4^2(4-2r_4)^2}{27 \times (1-r_4)^4 p^2}$		CO	H ₂	CH ₄	H ₂ O	Tot	n ini	1	3	0	0	4	n eq	1-r ₄	3(1-r ₄)	r ₄	r ₄	4-2r ₄	p _i	$\frac{1-r_4}{4-2r_4}p$	$\frac{3(1-r_4)}{4-2r_4}p$	$\frac{r_4}{4-2r_4}p$	$\frac{r_4}{4-2r_4}p$	p
	CO	H ₂	CH ₄	H ₂ O	Tot																				
n ini	1	3	0	0	4																				
n eq	1-r ₄	3(1-r ₄)	r ₄	r ₄	4-2r ₄																				
p _i	$\frac{1-r_4}{4-2r_4}p$	$\frac{3(1-r_4)}{4-2r_4}p$	$\frac{r_4}{4-2r_4}p$	$\frac{r_4}{4-2r_4}p$	p																				
3.6	Si r ₄ =0,95, alors l'expression donne K ₄ = 23585 (<58 377) Si r ₄ = 0,99 alors K ₄ = 14811852 (> 58 377) Donc le rendement est compris entre ces deux valeurs. (à votre appréciation, si raisonnement OK)																								
3.7	L'augmentation de pression va déplacer l'équilibre 4 vers la disparition du nombre de moles de gaz, donc dans le sens direct. Le rendement va encore augmenter, la réaction 4 est presque totale. (à votre appréciation)																								
3.8	La consommation du CO par la réaction 4 entraîne le déplacement de la réaction 3 dans le sens direct, ce qui conduit à la consommation du CO par la réaction 4, dont on a vu qu'elle est presque totale ; Ainsi, chaque mole de CO produite est consommée, la réaction 3 est donc complètement déplacée dans le sens direct par la 4. Par conséquent, la réaction 2 peut être considérée comme totale. Le mélange à l'équilibre contient donc 1 mole de méthane et 2 moles d'eau.																								

EXERCICE 4 : Stockage du méthane pour son transport		10,5 points
4.1- Stockage cryogénique		
question	Réponse	
4.1.1	<p>Température de stockage cryogénique sous p = 1 bar : Utilisation de la relation de Clapeyron :</p> $\ln p_{CH_4}^* = -\frac{1056}{T} + 9,37 \quad \text{avec } p^* \text{ en bar}$ <p>+ Rappel des trois hypothèses justifiant l'usage de cette relation : gaz parfait, enthalpie de vaporisation constante dans le domaine de température considéré ; volume molaire liquide négligeable. (-0.25 /erreur ou omission).</p> <p>A.N. : $T = 1056/9,37 = 112,7 \text{ K}$ soit -160,3 °C</p>	<p>1,0</p> <p>0,25</p> <p>0,25</p> <p>0,5</p>
4.1.2	<p>Volume de gaz méthane (p = 1 bar ; 25 °C) correspondant à 1 m³ de méthane liquéfié à -165°C.</p> <p>Avec masse volumique connue du méthane liquéfié, $m_{CH_4} = 454 \text{ 10}^3 \text{ g}$ Soit $n_{CH_4} = 454 \text{ 10}^3 / 16 = 28 \text{ 375 moles}$ dans un 1 m³ de méthane liquéfié.</p> <p>Application de la Loi des gaz Parfaits : $pV = nRT$</p> <p>A.N. : $V = 703 \text{ m}^3$</p>	<p>1,0</p> <p>0,25</p> <p>0,25</p> <p>0,5</p>
4.2- Stockage solide sous forme d'hydrate de méthane		
question	Réponse	
4.2.1	<p>Compléter la figure (A : H₂O et B : CH₄). (-0,25 /erreur ou omission) :</p> <p>Domaine 2 : $L1_{(A+B)} + V_{(A+B)}$ Domaine 5 : $L1_{(A+B)} + S_{(CD)}$ Domaine 6 : $S_{(A)} + S_{(CD)}$</p>	0,5
4.2.2	<p>Formule du composé défini (CD) :</p> <p>$x_B (CD) = 0,143 \Leftrightarrow x_B (CD) = 1/7,$ soit la formule du CD : $CH_4 (H_2O)_6$</p> <p><i>(1 mole de CD contient donc 1 mole de méthane et 6 moles d'eau)</i></p>	<p>1,0</p> <p>0,25</p> <p>0,75</p>
4.2.3	<p>Rappel du calcul de la variance (à votre appréciation) :</p> <p>$V = N + n - \varphi$, avec $n = \text{nb de facteur physique intensif}$, $\varphi = \text{nb de phase en équilibre}$, et $N = \text{nb de constituants}$.</p> <p>Courbe d'analyse thermique (-0,25 /erreur ou omission) :</p>	<p>2,0</p> <p>0,5</p> <p>1,5</p>

<p>4.2.4</p>	<p>Stockage de 1 m³ d'hydrate de méthane à -20 °C et 1 bar</p> <p>Nombre de moles d'hydrates de méthane correspondant à ce volume : Connaissant la masse volumique, on en déduit la masse correspondante : $m_{CD} = 900 \times 10^3 \text{ g}$ Avec $M_{CD} = 6 \times 18 + 1 \times 16 = 124 \text{ g.mol}^{-1}$, on détermine le nb de mole de CD : $n_{CD} = m_{CD} / M_{CD} = 900 \times 10^3 / 124 = 7\,258 \text{ moles de CD.}$</p> <p>Nombre de moles de méthane et nombre de mole d'eau correspondant :</p> <p>$n_{CH_4} = n_{CD} = 7\,258 \text{ moles de méthane}$ $n_{H_2O} = 6 \times n_{CH_4} = 43\,548 \text{ moles d'eau}$</p>	<p>1,5</p> <p>0,5</p> <p>0,5</p> <p>0,5</p>
<p>4.2.5</p>	<p>Nombre de mole total n_T (eau + méthane) du mélange M ($x_{CH_4} = x_B = 0,5$) nécessaire pour produit ce m³ d'hydrate de méthane (S_{CD}).</p> <p>Selon la Figure 1 (et les données numériques), à -20 °C, deux phases en équilibre : S_{CD} et $V_{(A+B)}$ Composition des phases (fractions molaires) : x_B (Solide : CD) = 0,143 x_B (V) = 0,75</p> <p>Utilisation de la règle des moments chimiques (RMC) pour calculer n_v et n_T. Relation 1 : $n_T = n_s + n_v$ Relation 2 (RMC) : $n_T = n_s \times (SM) + n_v \times (MV).$</p> <p>A.N. : $n_s = 7\,258 + 43\,548 = 50\,806 \text{ moles de solide.}$</p> <p>$n_v = 72\,551 \text{ moles.}$ Alors : $n_T = n_s + n_v = 50806 + 72551 = 123\,357 \text{ moles total}$</p>	<p>2,5</p> <p>0,5</p> <p>1,0</p> <p>0,5</p> <p>0,5</p>
<p>4.2.6</p>	<p>Comparaison des deux techniques, sur la base d'1 m³ de produits stocké / nb de moles de méthane stockés : Méthane liquéfié par cryogénie : 28 375 moles Méthane stocké sous forme d'hydrate de méthane : 7 258 moles.</p> <p>Commentaires possibles des résultats (à votre appréciation) :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Stockage sous forme d'hydrates de méthane... on stocke beaucoup d'eau... ; - Reste également à déterminer l'énergie nécessaire pour assurer ces deux conditions de stockage. 	<p>1,0</p> <p>0,25</p> <p>0,75</p>