**Série N°6-Suivi d’une transformation chimique-Tableau d'avancement**

**Exercice 5 :** Sur une masse m=20,0g de fer en poudre on verse un volume V=250mL d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène (acide chlorhydrique) de concentration C=2,00mol.L-1. Il se forme du dihydrogène et des ions fer (II) en solution.

**1.** Écrire l'équation de la réaction.

**2.** Déterminer les quantités de matière initiales des réactifs.

**3.** Déterminer le réactif limitant.

**4.** En déduire la quantité de matière de fer dans l'état final.

**5.** Déterminer la masse de fer restante et le volume de dihydrogène libéré.

|  |  |
| --- | --- |
|  | réaction chimique : avancement |
| |  | | --- | |  | |  | |  | | Avancement d'une réaction chimique :  Equation : aA + bB = cC + dD (A, B : réactifs ; C, D : produits )  x (mol) : avancement de la réaction  n(A)0 : quantité de matière initiale (mol) de A  n(A) : quantité de matière (mol) de A à la date t  n(A)f : quantité de matière finale (mol) de A  Tableau d'avancement ou tableau d'évolution de la réaction :   |  |  |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | --- | --- | | équation chimique | | a A | + b B | = c C | + d D | | état du système | avancement | quantité de matière (mol) | | | | | état initial | 0 | n(A)0 | n(B)0 | 0 | 0 | | en cours de transformation | x | n(A)0 - a x | n(B)0 - b x | c x | d x | | état final | xf | n(A)0 - a xf | n(B)0 - b xf | c xf | d xf | | | |
| 1  propane | Soit la combustion complète du propane C3H8 dans le dioxygène donnant du dioxyde de carbone et de l'eau.   1. Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant les nombres stoechiométriques entiers les plus petits possibles 2. Préparer des tableaux d'évolution pour les 2 systèmes ci dessous  * le premier correspond à un état initial constitué de 2 mol de propane et de 7 mol de dioxygène; déterminer l'état final du système * le second correspond à un état initial constitué de 1,5 mol de propane et de 7,5 mol de dioxygène; déterminer l'état final du système et conclure.   corrigé |
|  | C3H8 + 5 O2 donne 3 CO2 + 4 H2O   |  |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | --- | |  | propane | dioxygène | dioxyde de carbone | eau | | initial t=0 | 2 mol | 7 mol | 0 | 0 | | en cours | 2-x | 7-5x | 3 x | 4 x | | final | 2-1,4 = 0,6 mol | 0 | 3\*1,4 = 4,2 mol | 4\*1,4 =5,6 mol |   avancement maximal : l'un au moins des réactifs a disparu  soit 2-x =0 --> x=2 mol  soit 7-5x = 0 --> x=1,4 mol  on retient la plus petite valeur: elle correspond à l'avancement maximal  Le propane est en excès et la réaction s'arrète lorsque tout le dioxygène est consommé.  la composition finale du mélange est donnée par la dernière ligne du tableau.   |  |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | --- | |  | propane | dioxygène | dioxyde de carbone | eau | | initial t=0 | 1,5 mol | 7 ,5mol | 0 | 0 | | en cours | 1,5-x | 7,5-5x | 3 x | 4 x | | final | 0 | 0 | 3\*1,5 = 4,5 mol | 4\*1,5 = 6 mol |   avancement maximal : l'un au moins des réactifs a disparu  soit 1,5-x =0 --> x=1,5 mol  soit 7,5-5x = 0 --> x=1,5 mol  valeur identique: elle correspond à l'avancement maximal  Le propane est le dioxygène sont en proportions stoéchiomètriques |
| 2  soufre | L'une des étapes de la synthèse de l'acide sulfurique est la réaction entre le sulfure d'hydrogène H2S et le dioxyde de soufre SO2. Le soufre S et l'eau sont les produits de cette réactiion.   1. Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant les nombres stoechiométriques entiers les plus petits possibles 2. Préparer un tableau d'évolution pour le système suivant : 4 mol SO2 et 5 mol H2S. Déterminer l'avancement maximal et le réactif limitant. 3. Quelle est la composition molaire de l'état final. 4. On considère maintenant le mélange initial suivant : 3,5 mol SO2 et n mol H2S. Déterminer n pour que le mélange soit stoéchiométrique; en déduire l'état final   corrigé |
|  | 2 H2S + SO2 donne 3 S + 2 H2O   |  |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | --- | |  | H2S | SO2 | soufre | eau | | initial t=0 | 5 mol | 4 mol | 0 | 0 | | en cours | 5-2 x | 4 - x | 3 x | 2 x | | final | 0 | 4-2,5 = 1,5 mol | 3\*2,5 = 7,5 mol | 2\*2,5 =5 mol |   avancement maximal : l'un au moins des réactifs a disparu  soit 5-2x =0 --> x=2,5 mol  soit 4-x = 0 --> x=4 mol  on retient la plus petite valeur: elle correspond à l'avancement maximal  SO2 est en excès et la réaction s'arrète lorsque tout H2S est consommé.  la composition finale du mélange est donnée par la dernière ligne du tableau.   |  |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | --- | |  | H2S | SO2 | soufre | eau | | initial t=0 | n mol | 3,5 mol | 0 | 0 | | en cours | n-2 x | 3,5 - x | 3 x | 2 x | | final | 0 | 0 | 3\*2,5 = 7,5 mol | 2\*2,5 =5 mol |   avancement maximal : les deux réactifs ont disparu ( conditions stoéchiomètriques)  soit 3,5-x =0 --> x=3,5 mol  et n-2 x = 0 --> n =2x = 7 mol |
| 3  éthanol | On considère la combustion complète de l'éthanol C2H6O dans le dioxygène. Les seuls produits sont le dioxyde de carbone et l'eau.   1. Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant les nombres stoechiométriques entiers les plus petits possibles 2. Dans une première expérience on fait brûler n=0,2 mol d'éthanol. Déterminer : la quantité minimale de dioxygène correspondant à cette combustion complète. les quantités de matière puis la masse de chacun des produits obtenus (C=12 ; H=1 ; O= 16 g/mol) le volume de dioxygène consommé ( volume molaire = 25 L/mol) 3. Une nouvelle expérience met en jeu une masse m= 2,3 g d'éthanol et un volume V=1,5 L de dioxygène. Après avoir déterminé les quantités de matière (mol) des réactifs présents initialement déterminer : l'avancement maximal de la réaction et le réactif limitant la composition en mol de l'état final du système.   corrigé |
|  | C2H6O + 3 O2 donne 2 CO2 + 3 H2O  les quantités de matière (mol) des réactifs initiaux sont stoéchiométriques.  à partir de 0,2 mol d'éthanol, 3 \*0,2 = 0,6 mol de dioxygène sont nécessaires.  On obtient alors : 2 \*0,2 = 0,4 mol CO2 et 3 \*0,2 = 0,6 mol H2O  soit en masse : 0,4\*(12+16\*2) = 17,6 g CO2 et 0,6 (2+16) = 10,8 g d'eau.  volume de dioxygène : 0,6 \* 25 = 15 L  Quantités initiales des réactifs :  alcool ( masse molaire : 2\*12+6+16 )= 46 g/mol) : 2,3 /46 = 0,05 mol  dioxygène : 1,5 / 25 = 0,06 mol   |  |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | --- | |  | C2H6O | O2 | CO2 | eau | | initial t=0 | 0,05 mol | 0,06 mol | 0 | 0 | | en cours | 0,05- x | 0,06 - 3 x | 2 x | 3 x | | final | 0,05-0,02 = 0,03 mol | 0 | 2\*0,02 =0,04 mol | 3\*0,02=0,06 mol |   avancement maximal : l'un au moins des réactifs a disparu  soit 0,05-x =0 --> x=0,05 mol  soit 0,06-3x = 0 --> x=0,02 mol  on retient la plus petite valeur: elle correspond à l'avancement maximal  C2H6O est en excès et la réaction s'arrète lorsque tout O2 est consommé.  la composition finale du mélange est donnée par la dernière ligne du tableau. |
| 4  étude graphique | Le graphe ci dessous représente l'évolution, en fonction de l'avancement de la réaction x, des quantités de matière des réactifs et des produits d'une réaction se produisant dans le haut fourneau. Les réactifs sont la magnétite Fe3O4, le monoxyde de carbone CO; les produits sont le fer et le dioxyde de carbone.   1. Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant les nombres stoechiométriques entiers les plus petits possibles . 2. Comparer le nombre stoéchiomètrique de chaque espèce et le coefficient directeur de la droite correspondante. 3. A partir du graphe déterminer: l'avancement maximal de la réaction et le réactif limitant la composition (mol) de l'état initial et de l'état final.     courbe (1) : CO ; courbe (2) : magnétite ; courbe(3) : CO2) ; courbe (4) : Fe  corrigé |
|  | Fe3O4+ 4 CO donne 3 Fe + 4 CO2  coefficient directeur    de même pour les autres droites : (2) donne -1 / 1 = -1  (3) donne : 3 / 0,75 = 4 ; (4) donne : 3/1 = 3  les valeurs absolues des coefficients directeurs correspondent aux nombres stoéchiométriques.  composition initiale :  produits : 0 mol  réactifs :    composition finale :    CO : entirement consommé : l'avancement maximale correspond à 0,75 mol |
| 4  Fe(OH)3 | A 4,0 mL de solution de chlorure de fer (III) ( [Fe3+] =0,10 mol.L-1 ), on ajoute 8,0 mL de solution de soude ([OH- ]= 0,70 mol.L-1 ) .Les ions Fe3+réagissent avec les ions OH- pour donner un précipité d'hydroxyde de fer (III).   1. Ecrire l'équation de la réaction . 2. Quelles sont , à l'état initial , les quantités d'ions Fe3+ et OH- ? 3. Etablir le tableau traduisant l'état du système lorsque x mol d'ions fer (III) ont réagi . 4. Quel est l'avancement maximal? En déduire les quantités de matière des différentes espèces intervenant dans la réaction à l'état final . 5. Quelles sont les concentrations des ions Fe3+ et OH- à la fin de la réaction ?     corrigé |
|  | Fe3+ + 3 HO- donne Fe(OH)3 solide rouille  concentration (mol /L) fois volume (L) = quantité de matière (mol)  initial : Fe3+: 4 \* 0,1 = 0,4 mmol ou 4 10-4 mol  HO- : 8\* 0,7 = 5,6 mmol   |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | |  | Fe3+ | HO- | Fe(OH)3 | | initial t = 0 | 0,4 mmol | 5,6 mmol | 0 | | en cours | 0,4- x | 5,6 - 3 x | x | | final | 0 | 5,6- 3\*0,4 = 4,4 mmol | 0,4 mmol |   avancement maximal : l'un au moins des réactifs a disparu  soit 5,6 - 3 x =0 --> x=1,86 mmol  soit 0,4- x = 0 --> x=0,4 mmol  on retient la plus petite valeur: elle correspond à l'avancement maximal  HO-est en excès et la réaction s'arrète lorsque tout Fe3+ est consommé.  la composition finale du mélange est donnée par la dernière ligne du tableau.  concentrations : diviser par le volume total : 12 mL  [HO-]= 4,4 / 12 = 0,366 mol/ L  et zéro pour l'ion fer III |
| 5  AlCl3 | On veut obtenir 10g de trichlorure d’aluminium à partir d’aluminium et de dichlore.  Quelle masse d’aluminium et volume de dichlore doit-on prendre au minimum au départ ?  Al=27 ; Cl=35 g/mol ; volume molaire : 24 L/mol  corrigé  Al +1,5 Cl2= AlCl3    masse molaire trichlorure d'aluminium : 27+3\*35,5 = 133,5 g/mol  masse (g) / masse molaire (g/mol) = 10/133,5=0,075 mol AlCl3.  conditions stoéchiométriques :  donc 0,075 mol Al : 0,075\*27= 2g.  donc 1,5\*0,075 = 0,112 mol Cl2 :  volume molaire (gaz) \* Qté de matière (mol) = 0,112\*24 = 2,7L. |
| 6  Fe2O3 | On prend 8g de fer et 1,8L de dioxygène pour obtenir l’oxyde de fer III.  Déterminer le réactif limitant ? Quelle masse d’oxyde de fer obtient-on ?  Fe = 56 ; O=16 g/mol ; volume molaire : 24 L/mol  corrigé   |  |  |  |  | | --- | --- | --- | --- | |  | 2Fe | +1,5O2 | =Fe2O3 | | iniital | 8 /56 = 0,143 mol | 1,8/24 = 0,075 mol | 0 | | en cours | 0,143-2x | 0,075-1,5 x | x | | fin | 0,143-2\*0,05  = 0,043 mol | 0 (en défaut) | 0,05 mol |   0,075-1,5 xmax=0 soit : xmax= 0,05 mol.  0,143-2xmax=0 soit xmax= 0,072 mol  masse d'oxyde : Qté de matière (mol) \* masse molaire (g/mol) = 0,05\*(2\*56+3\*16)= 8g. |