

Série d'exercice N °1

Exercice n °1 :

A 600°C, la décomposition de la phosphine conduit au poly phosphore et au dihydrogène selon l'équation :



- Quel sera l'avancement de cette réaction au temps "t" lorsque l'on aura décomposé 2 mol de PH_3 ?

Exercice n °2 :

L'équation bilan de la réaction d'hydrogène du Benzène en cyclohexane peut s'écrire de différentes manières exemple :



L'avancement de la réaction (1) vaut 0.3 mol, Combien vaut l'avancement de la même réaction écrite selon 2.

Exercice n °3 :

Soit la combustion complète du propane C_3H_8 dans le dioxygène donnant de carbone et de l'eau.

1. Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant les nombres stœchiométriques entiers les plus petites possibles.
2. Préparer les tableaux d'évolution pour les deux systèmes
 - ✓ état initial constitué de 2 mol de propane et de 7 mol d' O_2 ;
 - ✓ état initial constitué de 1,5 mol de propane et de 7,5 mol d' O_2 .

Exercice n °4 :

Déterminer l'état final des deux systèmes et conclure. L'une des étapes de la synthèse de l'acide sulfurique est la réaction entre le sulfure d'hydrogène H_2S et le dioxyde de soufre SO_2 . Le soufre S et l'eau sont les produits de cette réaction.

1. Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles
2. Préparer un tableau d'évolution pour le système suivant : 4 mol SO_2 et 5 mol H_2S . 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 SO_2 et n mol H_2S . Déterminer n pour que le mélange soit stœchiométrique; en déduire l'état final.

Exercice n °5 :

On considère la combustion complète de l'éthanol C_2H_6O 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 stœchiométriques 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)

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.

Exercice n °6 :

A 4,0 mL de solution de chlorure de fer (III) ($[Fe^{3+}] = 0,10$ mol.L⁻¹), on ajoute 8,0 mL de solution de soude ($[OH^-] = 0,70$ mol.L⁻¹). Les ions Fe^{3+} 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 Fe^{3+} 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 Fe^{3+} et OH^- à la fin de la réaction ?

Exercice n °7 :

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 ?

$Al=27$ g/mol; $Cl=35$ g/mol ; volume molaire : 24 L/mol.

Exercice n °8 :

La décomposition de NO_2 suit une loi du type $V=K[NO_2]$. On trouve les valeurs de constante de vitesse à différents de températures.

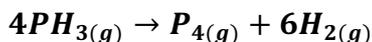
T(K)°	502	603.2	627	651.5	656
K(h⁻¹)	522	755	1700	4020	5030

- Vérifier que ci donner abaisse à la loi d'arrhenius.

Série d'exercice N °1

Solution n °1 :

- Avancement de cette réaction



$$d\delta = -\frac{dn_a}{a} = \frac{dn_b}{b} = \frac{dn_c}{c}$$

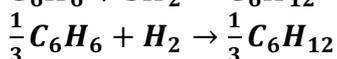
$$\int_0^\delta d\delta = -\int_{n_{PH_3}^0}^{n_{PH_3}} \frac{dn_{PH_3}}{a} =$$

$$\delta = -\frac{n_{PH_3} - n_{0PH_3}}{a}$$

$$\delta = \frac{n_{0PH_3} - n_{PH_3}}{a} = \frac{2 - 0}{4} = 0,5$$

Solution n °2 :

- Avancement de la réaction (2)



Pour la réaction (1)

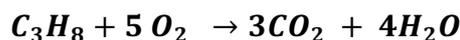
$$\delta_{C_6H_6} = -\frac{n_{C_6H_6} - n_{0 C_6H_6}}{1} = n_{0 C_6H_6} - n_{C_6H_6} = 0,3 \text{ mole}$$

Pour la réaction (2)

$$\delta_{C_6H_6} = -\frac{n_{C_6H_6} - n_{0 C_6H_6}}{\frac{1}{3}} = 3(n_{0 C_6H_6} - n_{C_6H_6}) = 3(0,3) = 0,9 \text{ mole}$$

Solution n °3 :

1. Equation



2. Les tableaux d'évolution pour les deux systèmes

✓ état initial constitué de 2 mol de propane et de 7 mol d'O₂ ;

Equation cinétique		$C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$			
		C_3H_8	O_2	CO_2	H_2O
Etat du système	Avancement	$n_{C_3H_8}$	n_{O_2}	n_{CO_2}	n_{H_2O}
EI	0	2	7	0	0
Intermédiaire	x	2 - x	7 - 5.x	3.x	4.x
EF	$x_{max} = 1,4$	0,6	0	4,2	5,6

Recherche de la valeur x_{max} : C'est-à-dire du réactif limitant.

$n_{C_3H_8} = 0$ Si $2 - x = 0$ soit $x = 2 \text{ mol}$

$O_2 = 0$ Si $7 - 5.x = 0$ soit $x = \frac{7}{5} = 1,4 \text{ mol}$

Le réactif limitant est celui qui disparaît le premier.

1,4 < 2 donc le réactif limitant est O_2

et $x_{max} = 1,4$ mol

Le propane (C_3H_8) est en excès par rapport à l'oxygène (O_2)

✓ état initial constitué de 1,5 mol de propane et de 7,5 mol d' O_2

Equation cinétique		$C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$			
		C_3H_8	O_2	CO_2	H_2O
Etat du système	Avancement	$n_{C_3H_8}$	n_{O_2}	n_{CO_2}	n_{H_2O}
EI	0	1,5	7,5	0	0
Intermédiaire	X	$1,5 - x$	$7,5 - 5 \cdot x$	$3 \cdot x$	$4 \cdot x$
EF	$x_{max} = 1,5$	0	0	4,5	6

Recherche de la valeur x_{max} : C'est-à-dire du réactif limitant.

$n_{C_3H_8} = 0$ Si $1,5 - x = 0$ soit $x = 1,5$ mol

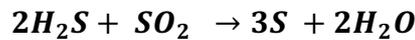
$O_2 = 0$ Si $7,5 - 5 \cdot x = 0$ soit $x = \frac{7,5}{5} = 1,5$ mol

Valeur identique: elle correspond à l'avancement maximal \Rightarrow le propane et le dioxygène sont en proportions stœchiométriques (En présence d'un mélange stœchiométrique).

Un mélange est dit stœchiométrique quand les quantités de matière de tous les réactifs sont proportionnelles à leurs coefficients stœchiométriques au début de la réaction. Dans ces conditions, si la réaction est totale, tous les réactifs seront entièrement consommés.

Solution n°4

1. Equation



2. Tableaux d'avancement

Equation cinétique		$2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$			
		$2H_2S$	SO_2	S	H_2O
Etat du système	Avancement	n_{H_2S}	n_{SO_2}	n_S	n_{H_2O}
EI	0	5	4	0	0
Intermédiaire	x	$5 - 2 \cdot x$	$4 - x$	$3 \cdot x$	$2 \cdot x$
EF	$x_{max} = 2,5$	0	1,5	7,5	5

Recherche de la valeur x_{max} : C'est-à-dire du réactif limitant.

$n_{H_2S} = 0$ Si $5 - 2 \cdot x = 0$ soit $x = \frac{5}{2} = 2,5$ mol

$n_{SO_2} = 0$ Si $4 - x = 0$ soit $x = 4$ mol

Le réactif limitant est celui qui disparaît le premier.

2,5 < 4 donc le réactif limitant est H_2S

et $x_{max} = 2,5$ mol

Le (SO_2) est en excès par rapport à (H_2S)

3. La composition molaire de l'état final du mélange est donnée par la dernière ligne du tableau.

4. Détermination n pour que le mélange soit stœchiométrique; en déduire l'état final.

Equation cinétique		$2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$			
--------------------	--	---------------------------------------	--	--	--

		$2H_2S$	SO_2	S	H_2O
Etat du système	Avancement	n_{H_2S}	n_{SO_2}	n_S	n_{H_2O}
EI	0	n	3,5	0	0
Intermédiaire	x	$n - 2.x$	$3,5 - x$	$3.x$	$2.x$
EF	$x_{max} =$	0	0	10,5	7

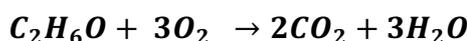
Avancement maximal : les deux réactifs ont disparu (conditions stœchiométriques)

$$n_{SO_2} = 0 \text{ Si } 3,5 - x = 0 \text{ soit } x = 3,5 \text{ mol}$$

$$n_{H_2S} = 0 \text{ et } x = 3,5 \Rightarrow n - 2.x = 0 \Leftrightarrow n - 2.3,5 \Rightarrow n = 7 \text{ mol}$$

Solution n °5

1. Equation



2. Détermination : la quantité minimale de dioxygène correspondant à cette combustion complète et les quantités de matière puis la masse de chacun des produits obtenus

Les quantités de matière (mol) des réactifs initiaux sont stœchiométriques.

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 CO_2 et $3 * 0,2 = 0,6$ mol H_2O

Soit en masse : $m = n \cdot M = 4 * (12 + 16 * 2) = 17,6$ g CO_2 et $0,6 (2 + 16) = 10,8$ g d'eau.

Volume de dioxygène : $V = n * V_{molaire} = 0,6 * 25 = 15$ L

3. Avancement maximal de la réaction et le réactif limitant la composition en mol de l'état final du système.

Quantités initiales des réactifs :

$$\text{Ethanol (masse molaire : } 2 * 12 + 6 + 16 = 46 \text{ g/mol) : } n_{C_2H_6O} = \frac{m_{C_2H_6O}}{M_{C_2H_6O}} = \frac{2.3}{46} = 0,05 \text{ mol}$$

$$\text{Dioxygène : } n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_{molaire O_2}} = \frac{1,5}{32} = 0,046 \text{ mol}$$

✓ Tableaux d'avancement

Equation cinétique		$C_2H_6O + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$			
		C_2H_6O	O_2	CO_2	H_2O
Etat du système	Avancement	$n_{C_2H_6O}$	n_{O_2}	n_{CO_2}	n_{H_2O}
EI	0	0,05	0,046	0	0
Intermédiaire	x	$0,05 - x$	$0,046 - 3.x$	$2.x$	$3.x$
EF	$x_{max} = 0,0156$	0,0343	0	0,0312	0,0468

Recherche de la valeur x_{max} : C'est-à-dire du réactif limitant.

$$n_{C_2H_6O} = 0 \text{ Si } 0,05 - x = 0 \text{ soit } x = 0,05 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = 0 \text{ Si } 0,046 - 3.x = 0 \Rightarrow x = \frac{0,046}{3} = 0,0156 \text{ mol}$$

Le réactif limitant est celui qui disparaît le premier.

$0,0156 < 0,05$ donc le réactif limitant est O_2

et $x_{max} = 0,0156$ mol

Le (C_2H_6O) est en excès par rapport à (O_2) et la réaction s'arrête lorsque tout O_2 est consommé.

Solution n °6

1. Equation



2. Etat initial et les quantités d'ions Fe^{3+} et OH^{-}

$$n = C * V$$

Initial: $Fe^{3+} : 0,004 * 0,1 = 0,0004 \text{ mol} = 0,4 \text{ mmol}$

$HO^{-} : 0,008 * 0,7 = 0,0056 \text{ mol} = 5,6 \text{ mmol}$

3. Le tableau traduisant l'état du système lorsque x mol d'ions fer (III) ont réagi.

Equation cinétique		$Fe^{+3} + 3OH^{-} \rightarrow Fe(OH)_3(\text{solide rouille})$		
		Fe^{+3}	OH^{-}	$Fe(OH)_3$
Etat du système	Avancement	$n_{Fe^{+3}}$	$n_{OH^{-}}$	$n_{Fe(OH)_3}$
EI	0	0,4	5,6	0
Intermédiaire	x	$0,4 - x$	$5,6 - 3 \cdot x$	x
EF	$x_{max} = 0,4$	0	4,4	0,4

Recherche de la valeur x_{max} : C'est-à-dire du réactif limitant.

$n_{Fe^{+3}} = 0$ Si $0,4 - x = 0$ soit $x = 0,4 \text{ mmol}$

$n_{OH^{-}} = 0$ Si $5,6 - 3 \cdot x = 0 \Rightarrow x = \frac{5,6}{3} = 1,87 \text{ mmol}$

Le réactif limitant est celui qui disparaît le premier.

$0,4 < 1,87$ donc le réactif limitant est Fe^{+3}

et $x_{max} = 0,4 \text{ mmol}$

Le (OH^{-}) est en excès par rapport à (Fe^{+3}) et la réaction s'arrête lorsque tout Fe^{+3} est consommé.

4. La composition finale du mélange est donnée par la dernière ligne du tableau.

5. Les concentrations des ions Fe^{3+} et OH^{-} à la fin de la réaction (le volume total : 12 mL)

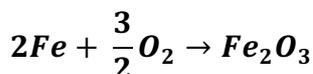
$$C = \frac{n}{V}$$

$$[Fe^{+3}] = \frac{0}{12} = 0 \text{ mol/L}$$

$$[HO^{-}] = \frac{0,00044}{12} = 0,000066 \text{ mol/L}$$

Solution n °7

✓ Détermination le réactif limitant et la masse d'oxyde de fer



Equation cinétique		$2Fe + \frac{3}{2}O_2 \rightarrow Fe_2O_3$		
		Fe	O_2	Fe_2O_3
Etat du système	Avancement	n_{Fe}	n_{O_2}	$n_{Fe_2O_3}$
EI	0	0,143	0,075	0
Intermédiaire	x	$0,143 - 2 \cdot x$	$0,075 - \frac{3}{2} \cdot x$	x
EF	$x_{max} = 0,05$	0,043	0	0,05

1. Les quantités de Fe et O_2

$$n_{Fe} = \frac{m}{M} = \frac{8}{56} = 0,143 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{V}{V \text{ (molaire)}} = \frac{1,8}{24} = 0,075 \text{ mol}$$

2. **Recherche de la valeur x_{max}** : C'est-à-dire du réactif limitant.

$$n_{Fe} = 0 \text{ Si } 0,143 - 2 \cdot x \Rightarrow 0 = \frac{0,143}{2} = 0,0715 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = 0 \text{ Si } 0,075 - \frac{3}{2} \cdot x = 0 \Rightarrow x = \frac{0,075 \cdot 2}{3} = 0,05 \text{ mol}$$

Le réactif limitant est celui qui disparaît le premier.

0,05 < 0,0715 donc le réactif limitant est O_2 et $x_{max} = 0,05 \text{ mol}$

Le (Fe) est en excès par rapport à (O_2) et la réaction s'arrête lorsque tout O_2 est consommé.

3. La masse d'oxyde de fer

$$M_{Fe_2O_3} = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 159$$

$$m_{Fe_2O_3} = n_{Fe_2O_3} \cdot M_{Fe_2O_3} = 0,05 \cdot 160 = 8g$$

Solution n °7



masse molaire trichlorure d'aluminium : $27 + 3 \cdot 35,5 = 133,5 \text{ g/mol}$

masse (g) / masse molaire (g/mol) = $10 / 133,5 = 0,075 \text{ mol AlCl}_3$.

conditions stœchiométriques :

donc 0,075 mol Al : $0,075 \cdot 27 = 2g$.

donc $1,5 \cdot 0,075 = 0,112 \text{ mol Cl}_2$:

volume molaire (gaz) * Qté de matière (mol) = $0,112 \cdot 24 = 2,7L$

Solution n °8

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

$$\ln K = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

- On trace le graphe $\ln K = f\left(\frac{1}{T}\right)$

$\frac{1}{T} (K^{-1}) \cdot 10^{-3}$	1.99	1.66	1.59	1.53	1.52
Ln (K)	6.26	6.63	7.74	8.30	8.52

$$tg \alpha = \frac{6.63 - 6.26}{0.00166 - 0.00199} = 1121.2121 = -\frac{E_a}{R} \Rightarrow E_a = 1121.2121 \cdot R = 1121.2121 \cdot 8.314$$

$$= 9321.7575 \text{ cal}$$

$$A = 2,28 \cdot 10^{12}$$