|  |
| --- |
| **Correction du TD de chimie n°1****Description et évolution d’un système vers un état final lors d'une transformation chimique** |

**Exercice 1 : Transformation totale en phase gazeuse**

1. a) D’après la loi de Dalton pO2 = x(O2) P ; pN2 = x(N2) P  ;

A.N. pO2= 0,2026 bar = 2,026.104 Pa = 152 mmHg ; p(N2) = 0,8104 bar = 8,104.104 Pa = 608 mmHg.

b) D’après la loi des gaz parfaits pO2 = CO2  ; pN2 = CN2

A.N. CO2 = 8,173 mol.m-3 ; CN2 = 32,69 mol.m-3.

c) nO2 = CO2 V ; nN2 = CN2 V

A.N. nO2 =81,73 mol ; nN2 = 326,9 mol

d)

1. Puisque la réaction est totale, il faut déterminer le réactif limitant à chaque fois, en déterminant si besoin au préalable la quantité de dioxygène introduite.

On compare et nO2.

a) < nO2 SO2 limitant ; xF = ½= 0,5 mol ;

bnO2 O2 limitant ; xF = nO2 = 0,2 mol ;

c)nO2  mélange “stoechiométrique” xF = nO2 = 1 mol

**Exercice 2 : Détermination expérimentale d'une constante d'équilibre**

AgCl(s) = Ag+ (aq) + Cl- (aq) KS

D’après la stoechiométrie de la réaction de dissolution du chlorure d’argent dans l’eau :

n(Ag+) = n(Cl-) et à volume constant on a toujours [Ag+(aq) ] = [Cl-(aq) ]

Bilan des ions présents en solution : Ag+(aq) , Cl- (aq)

Rq : les ions issus de l’autoprotolyse de l’eau sont négligés [H3O+] = 10-7 mol.L-1 ; [HO-]=10-7 mol.L-1

*Loi de Kholrausch :*

s = *l(Ag+) x* [Ag+(aq) ] + *l(Cl-) x* [Cl-(aq) ] et [Ag+(aq) ] = [Cl-(aq) ]

* s = (*l(Ag+) + l(Cl-)) x* [Ag+(aq) ]
* [Ag+(aq) ] = s / (*l(Ag+) + l(Cl-)) et* [Ag+(aq) ] = [Cl-(aq) ]

s : conductivité en S.m-1

*l :* conductivités molaires ioniquesen S.m².mol-1

[Ag+(aq) ] : concentration molaire en mol.m-3

A.N : [Ag+(aq)] = 0,184 / (6,19 + 7,63) = 1,33.10-2 mol.m-3  = 1,33.10-5 mol.L-1

Ks = a(Ag+) x a(Cl-) / aAgCl

=>Ks = [Ag+(aq) ] x [Cl-(aq) ] / C°2 avec C° concentration standard C° = 1 mol.L-1

*=> Ks =* [Ag+(aq) ]2

A.N : *Ks =* (1,33.10-5)2 = 1,77.10-10

**Exercice 3 : Influence de différents paramètres sur l’état d’équilibre (CCINP Physique-Chimie MP 2021)**

A l’équilibre, le quotient de réaction Q = 𝑃𝑁2𝑂.(𝑃𝐻2𝑂) 2 est égal à la constante d’équilibre 𝐾° .

* 1. Si on ajoute de la vapeur d’eau de manière isotherme et isochore on augmente 𝑃𝐻2𝑂 sans modifier 𝑃𝑁2𝑂 .Q augmente et devient supérieur à 𝐾° inchangé à T fixe. ( Q > K ) L’évolution se fera dans le sens inverse .

Rq : Il faut pour rétablir la condition d’équilibre que les pressions diminuent.

**b****)** Si on ajoute un gaz inerte de manière isotherme et isobare on diminue les pressions partielles, donc Q. K ne varie pas à T constant. => Q < K . L’évolution se fera dans le sens direct de l’écriture.

En effet, il faut pour rétablir la condition d’équilibre que les pressions augmentent.

**Exercice 4 : Optimisation d’un procédé chimique (Concours Commun INP Chimie PC 2021)**

1. A l’aide des données et d’une échelle de pKA, on écrit l’équation de réaction acido-basique entre l’acide d’un couple et la base d’un autre couple. Les espèces conjuguées sont formées.

MeOH(aq) + CO32-(aq) = MeO-(aq) + HCO3-(aq) en présence d’eau

MeOH ( l )+ K2CO3 ( s ) = MeOK ( s ) + KHCO3(s) en absence d’eau

<\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_Acide le plus fort

HCO3- MeOH

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_I\_10,3\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_I\_15,5\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_> pKa

 CO32- MeO-

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_Base la plus forte \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_>

1. Comme pKa(MeOH/MeO-) > pKa(HCO3-/ CO32-) , la réaction entre le méthanol et les ions carbonates n’est pas favorisée car la réaction favorisée est celle de l’acide le plus fort sur la base la plus forte et pas l’acide le plus faible sur la base la plus faible !

On lit pK = pKa(MeOH/MeO-) – pKa(HCO3-/ CO32-) = 5,5 => K = 10-5,5 très faible.

La réaction dans le sens direct est très limitée.

Démonstration de l’expression du pK :

MeOH = MeO- + H+ Ka( MeOH/MeO-)

CO32- + H+ = HCO3- 1/Ka(HCO3-/CO32-)

MeOH(aq) + CO32-(aq) = MeO-(aq) + HCO3-(aq) K = Ka(MeOH/MeO-) / Ka(HCO3-/CO32-)

A.N : pK = pKa(MeOH/MeO-) – pKa(HCO3-/CO32-) = 15,5 – 10,3 = 5,2 => K = 10-5,2

1. MeOH ( l )+ K2CO3 ( s ) = MeOK ( s ) + KHCO3(s)

a)Recherche du réactif limitant : Il peut être utile de remarquer que le méthanol est aussi le solvant ! => K2CO3 ( s ) est limitant

Méthode générale : On compare nA/a et nB/b. Ici les coefficients valent a=b=1 => On compare nA et nB

n(K2CO3) = avec M(K2CO3) = 2 M(K) + M(C)+3M(O)

A.N : n(K2CO3) = = ≈ ≈ 7.10-2 mole de réactif K2CO3

n(MeOH) = =

A.N : n(MeOH) = = 2,48 mole de solvant méthanol ( large excès )

Conclusion sur le réactif limitant  : : n(K2CO3) < n(MeOH) . Le méthanol est en large excès . Le carbonate de potassium est le réactif limitant.

Détermination des quantités formées au bout de 6 h à 25 °C :

Quantité de produit espérée : d’après la stoechiométrie ( 1/1 entre réactif limitant et produit ) , on espère lorsque la réaction est complète autant de méthanolate de potassium MeOK ou d’hydrogénocarbonate de potassium KHCO3 que de réactif limitant soit 7.10-2 mole

Quantités de produits formés pour vérification

n(MeOK) = C x V = 0,7 x 0,1 = 0,07 mole de méthanolate de potassium

n(KHCO3) = avec M(KHCO3) = M(K) + M(H) + M(C)+3M(O)

n(KHCO3) = 6,88 / 100,1 ≈ 7.10-2 mole

Conclusion : La réaction est totale et le rendement est voisin de 100 %. Ceci est étonnant au regard du caractère thermodynamiquement défavorisée de cet équilibre comme le montre le cacul de la constante d’équilibre K = 10-5,2 à la question précédente.

* 1. L’équilibre a ici été complètement déplacé dans le sens de la formation des produits car seule la solubilité de KHCO3 est nulle en solution alcoolique. KHCO3 va précipiter quantitativement et sa quantité dans le methanol est nulle Q = 0 !. Il ne pourra plus réagir avec l’autre produit formé pour redonner les réactifs et on a toujours Q = 0 < K . C’est un DEPLACEMENT d’équilibre dans le sens direct par PRECIPITATION du produit formé.
1. Puisque la réaction est exothermique, une élévation de température conduit à un abaissement de la constante thermodynamique d’équilibre. C’est donc vraisemblablement pour des raisons cinétiques que la synthèse est effectuée à 250°C et non à température ambiante.

Etude thermodynamique : Montrons que la réaction est quantitative.

Le quotient de réaction Q associée à l’état initial vaut Q =

Lorsque la pression en dichlore gazeux augmente le quotient de réaction initial diminue en dessous de K la constante d’équilibre K = ; Q < K et la réaction évolue dans le sens direct de formation des produits. En maintenant une pression élevée pi on s’assure que la réaction est quantitative car on se situe HORS EQUILIBRE avec Q < K

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_I\_Qi\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_sens direct\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_I\_\_K\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_> Qr

Etude cinétique : Comme le dichlore est la seule espèce gazeuse, augmenter la pression en dichlore permet d’augmenter le nombre de chocs efficaces entre réactifs ce qui augmente la vitesse de la réaction dans le sens direct.

Ainsi augmenter la pression permet de favoriser thermodynamiquement et cinétiquement la réaction

1. Au(s) + 3/2 Cl2(g) = AuCl3(s)

Recherche du réactif limitant : L’énoncé nous signale que le dichlore est en excès !

L’or métallique est le réactif limitant n(Au) = = ≈ 0,5 mol

Quantité de produit espérée : par stoechiométrie il y a une mole de produit formé par mole d’or consommé. On attend au maximum 0,5 mol de chlorure d’or AuCl3 nmax (AuCl3) = 0,5

Quantité de produit (chlorure d’or) obtenue : n(AuCl3) = avec M(AuCl3) = M(Au) + 3 M(Cl)

n(AuCl3) = ≈ 12 / 30 ou 0,4 mol

Le rendement vaut alors environ Rdt = = 78,4 %

C’est un très bon rendement cohérent avec le fait que la réaction est thermodynamiquement très favorisée.

 **Exercice 5 : Transformation en phase gazeuse (Concours Centrale-Supelec Physique-Chimie MP 2021)**

1. La réaction de synthèse du styrène est favorisée lorsque la constante thermodynamique K°(T) a la valeur la plus grande possible. D’après le graphe K°(T) est une fonction affine décroissante de 1/T . K°(T) augmente quand T augmente. Une température élevée favorise la synthèse du styrène.

La réaction est endothermique.

Q = = x P

\* A température constante, la constante d’équilibre K° garde la même valeur car elle est indépendante des conditions initiales.

\* A composition constante, le fractions molaires des espèces gazeuses ne variant pas.

\* Augmenter la pression P à composition constante, augmente la valeur du quotient de réaction Q > K°. Le système doit évoluer vers un nouvel état d’équilibre. Pour cela il évolue dans le sens indirect pour diminuer la valeur de Q jusqu’à atteindre celle de K° fixé.

1. A pression constante et composition constante, le quotient de réaction est constant.

A température plus élevée, K° augmente puisque la reaction est endothermique. On a alors Q < K°

Le système évolue dans le sens direct de la formation de styrène pour retrouver un nouvel état d’équilibre.

1. La valeur de température est très élevée pour avoir la valeur de K° la plus grande ( Tmax = 650 °C = 923,15 K => 1/T = 0,0010 sur le graphe ; K° ≈ 1 )

La pression est la plus basse possible ( ici la pression atmosphérique ) pour favoriser la réaction dans le sens direct en se plaçant hors équilibre car K° n’atteint que 1 vers 650 °C. On augmente ainsi le rendement de la synthèse.

L’ajout d’un catalyseur permet d’optimiser la cinétique de la réaction qui est lente même à 650 °C. Enfin, le travail avec un excès de vapeur d’eau peut permettre de rendre à peu près constante la quantité de matière totale de gaz présent dans le réacteur et d’abaisser la valeur du quotient de réaction Q sous celle de K° car K° est proche de 1 ( faible ) pour favoriser la réaction dans le sens direct et obtenir le meilleur rendement possible.

Les conditions de température et de pression sont choisies de manière à disposer d’éthylbenzène et de styrène sous forme gazeuse et de favoriser thermodynamiquement la synthèse du styrène.

**Exercice 6 : a)Cas d'une transformation quantitative (ou quasi-totale)**

Les ions Fe2+ peuvent donner un ion polyatomique avec les ions cyanure CN- selon l'équation de réaction :

Fe2+ + 6 CN- = Fe(CN)64- de constante d'équilibre K = 1024.

Solution de cyanure de sodium (Na+, CN-) de concentration C' = 0,2 mol.L-1 = 2 C V’ = 2 V = 40 mL

Solution de chlorure de fer (Fe2+,2Cl-) de concentration C = 0,1 mol.L-1 V = 20 mL

Composition du système à l'état final. (On précisera aussi la concentration des espèces en quantité négligeable).

Au vu de la valeur très élevée de K, on suppose que la réaction est quantitative ( quasi-totale)

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | Fe2+ +  |  6 CN- =  | Fe(CN)64- |
| État initial | x = 0 | CV | C’V’ = 4 CV (=8.10-3) | 0 |
| Etat final | xmax = 2 CV / 3 | CV - xmax= CV/3 | 4CV - 6 xmax  ≈ 0 = e(epsilon)  | xmax = 2 CV / 3 |

Par définition, K = a (Fe(CN)64-)/(a (Fe2+)a (CN-)6) = [Fe(CN)64-]C°6/ ([Fe2+][CN-]6) .

avec C°=1mol/L concentration standard

[Fe(CN)64-]= 2 C V / 3(V+V’)

[Fe2+]= C V / 3(V+V’) => [Fe(CN)64-] / [Fe2+]= 2 .

[CN-]= e(epsilon)

K = 2 C°6/ e6

* e = (2 C°6/K)1/6 .
* e = 1.10-4 mol.L-1

n(CN-) = e x (V+V’) = 3 V e = 60.10-7 mol d’ions cyanures ( quantité très faible << 8.10-3)

n(Fe2+) = CV/3 = 6,6.10-4 mol

n(Fe(CN)64-) = 2CV/3 = 1,3.10-3 mol

**b)**



* 1. Tableau d’avancement en concentration avec le coefficient de dissociation a

CH3COOH (aq) + H2O (l) = CH3COO- (aq) + H3O+  Ka

E.I. co solvant 0 ----

E.F. co(1-a) solvant coa coa

 Ka = [CH3COO-] x [H3O+] / [CH3COOH] = coa x coa / co(1-a) = coa2 / (1-a)

**Ka / co = a2 / (1-a) .**

**=> a2 co + Ka a- Ka = 0**

**équation du second degré à résoudre en ne gardant que la racine positive**

**a = [ - Ka + ( Ka2 + 4 Ka co)1/2 ] / 2 co**

 pH = -log[H3O+] = -log ( coa )

1er cas : co = 0,100 mol.L-1 a =10-1,9  transformation très limitée ! ;

pH = -log[H3O+] = -log ( coa ) = - log 10-2,9 = 2,9

CH3COOH domine CH3COO- domine

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**\_\_\_\_\_\_\_\_\_**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_I\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_>

 pH=2,9 pKa - 1 pKa=4,8 pKa + 1 pH

2ème cas : co = 1,00. 10-5 mol.L-1

**a = [ - Ka + ( Ka2 + 4 Ka co)1/2 ] / 2 co = 0,70**

 pH = -log[H3O+] = -log ( coa ) = - log (0,70 x 10-5 ) = 5,2

Tableau d’avancement en concentration avec le coefficient de dissociation a

Ag(NH3)2+ (aq) = Ag + (aq) + 2 NH3(aq) K° = 10-7,2

E.I. co 0 0

E.F. co(1-a) coa 2coa

co = 0,100 mol.L-1 ; au vu du Ka très faible, on suppose l’ion Ag(NH3)2+ peu dissocié . 1- a ≈ 1

K° = [Ag+] [NH3]2 / [Ag(NH3)2+ ] = 4 co2a3 / (1-a)

=> K° ≈ 4 co2a3

=> a = (K°/4co2)1/3 = 0,012 ou 1,2 % très faible ce qui valide l’hypothèse

Concentrations des espèces à l’équilibre :

[Ag+] = coa = 1,2.10-3 mol.L-1

[NH3] = 2coa = 2,4.10-3 mol.L-1

[Ag(NH3)2+] = co(1-a) = 0,100 -1,2.10-3 = 0,099 mol.L-1. L’ion complexe s’est peu dissocié

**e)** Tableau d’avancement avec les avancements volumiques x

Ag(NH3)2+ (aq) = Ag + (aq) + 2 NH3(aq) K° = 10-7,2

E.I. co 0 0

E.F. co – x1 x1 2x1 -x2

NH3(aq) + H2O (l) = NH4 + (aq) + HO- (aq) K°’ = 10-4,8

E.I. 2 x1 0 0

E.F. 2 x1 – X2 x2 x2



**Exercice 7** **: Photosynthèse chlorophyllienne ( Concours Commun INP Physique-Chimie PSI 2021)**

1. 6 CO2(g) + 6 H2O (l) = 1 C6H12O6 (s) + 6 O2(g) K°
2. D’après la stoechiométrie de la réaction il se forme 6 fois plus de quantité de dioxygène n(O2) que de glucose (sucre). = ng

Le glucose est un solide de masse mg et de masse molaire Mg d’où sa quantité ng =

D’après la loi des gaz parfaits n(O2) =

En combinant les trois équations =

V(O2) = .

Le volume du dioxygène est proportionnel à la masse de glucose synthétisée.

3.xO2 et xCO2 fractions molaires respectives en dioxygène et en dioxyde de carbone de 20 % et de 0,03 %.

Quotient de réaction : Q = =

A.N. Q = = 9.1016 K° = 10-503 Q >> K°

La réaction inverse est très favorisée ( C’est la respiration naturelle qui permet aux cellules de fonctionner en produisant de l’énergie et en rejetant eau et dioxyde de carbone )

* nécessité de la préservation des forêts équatoriales pour produire le dioxygène en grande quantité par des réactions de photosynthèse ( réactions photochimiques et non chimiques )

**Exercice 8 : Oxyde de lithium ( AgroVeto Chimie 2021)**

1. 2 Li(s) + ½ O2(g) = Li2O(s)
2. La constante thermodynamique, notée K°, de la réaction a pour pK° = -109.

a) Pression en dioxygène à l'équilibre, notée P(O2)éq. K° =

P(O2)éq = .

A.N. P(O2)éq = = 10-218 bars !

b) P(O2) = 20 % P = 0,20 bar P(O2) >> P(O2)éq

=> Q = << K°

La réaction du Lithium sur l’air ambiant est très favorisée.

1. Pour stocker du lithium solide au laboratoire, on le conserve dans une huile.

**Exercice 9 : Préparation de l’acide sulfurique-Procédé de contact (CCS Chimie TSI 2011)**

1. Un catalyseur augmente la vitesse d’une réaction lente thermodynamiquement possible mais ne peut pas modifier la composition d’un équilibre.
2. Une élévation de température à P constante déplace l'équilibre dans le sens de la réaction endothermique selon la loi de Van t' Hoff : c'est à dire dans le sens indirect ici.
3. A température constante, la valeur de la constante thermodynamique K° est inchangée.

Q = = =

P est au dénominateur.

A composition constante, Q diminue si la pression p s’élève= > Q < K°

Une élévation de pression à T constante déplace l'équilibre dans le sens direct. Cela correspond à une diminution des quantités d’espèces gazeuses afin de diminuer P.

1. SO2  + ½ O2 = SO3 ng

 EI n n 0 2n

 EF n(1-2a) n(1-a) 2na n(2-a)

(équilibre)

Loi d'action de masse appliqué à la réaction à l'équilibre

K° = )éq

K° = )éq

p = 4a2(2-a) p°/((1-2a)2(1-a)K°2) .

A.N. a = 0,45 et K° = 120 à 740 K

p = 4 x 0,452 x ( 2-0,45) x 1 bar / [( 1 – 2x0,45)2(1-0,45)1202] = 1,6 .10-2 bar

1. C =

A.N : C = 0,98 x 1840 / (2M(H)+M(S)+4M(O)) =18 mol.L-1

**Exercice 10 : Formation de l’urée (Concours Commun Mines-Ponts Chimie PC 2016-Calculatrice interdite)**

*La réaction de formation de l'urée s'écrit:* 2NH3(g) + CO2(g) = OC(NH2)2(s) + H2O(l) K(T)

1. La constante d’équilibre K associée à cette réaction décroît quand la température augmente.

K < Q. L’état d’équilibre évolue dans le sens inverse ( sens endothermique quand T augmente)

 2NH3(g) + CO2(g) <\_\_\_\_\_\_\_\_ OC(NH2)2(s) + H2O(l)

Ammoniac Dioxyde de carbone urée

De l’urée est transformée en ammoniac et dioxyde de carbone pour que le quotient de réaction diminue vers K. Le rendement de la réaction de formation de l’urée diminue.

 Qr

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_I\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_> T1

 K(T1)

 Qr

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_I\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_I\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_> T2 > T1

 K(T2)

1. La constante d’équilibre ne dépend que de la température et reste constante ici.

Le quotient de réaction s’écrit Q = a(urée) x a (eau) /(a(CO2)a(NH3)2)

Pour les solides et liquides, l’activité vaut 1 et pour les gaz l’activité s’exprime en fonction de la pression partielle pi du gaz et la pression de référence p° = 1 bar ; ai = pi/p°

Avec pi = ni/ntot gaz x Ptot ( Loi de Dalton)

Q =

Le quotient de cette réaction diminue si la pression totale augmente. Q < K => évolution du système dans le sens direct

Rq : Si on perturbe le système en augmentant la pression, le système évoluera dans le sens qui permet de diminuer la pression ( Loi de modération de Le Châtelier ) pour retourner à l’état d’équilibre. Il y aura alors consommation d’espèces gazeuses. Comme seuls les réactifs sont gazeux, le système évoluera dans le sens direct de formation d’urée et d’eau. 2NH3(g) + CO2(g) \_\_\_\_\_\_\_\_> OC(NH2)2(s) + H2O(l)

 Qr (P1)

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_I\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_> T P1

 K(T)

 Qr(P2)

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_I\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_I\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_> T P2 > P1

 K(T)

1. *On part d’un mélange contenant initialement 5 moles d’ammoniac et 2 moles de dioxyde de carbone à 323 K pour lequel la constante d’équilibre vaut K(323) = 0,25*

Établissons un tableau d'avancement en mol, avec x l’avancement à l’équilibre :

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | 2 NH3(g) | + | CO2(g) | = | OC(NH2)2(s) | + | H2O(l) | ngaz |
| Etat Initial | 5 |  | 2 |  | 0 |  | 0 | 7 |
| Equilibre | 5-2 |  | 2-  |  |  |  |  | 7-3 |
| Réaction totale | 1 |  | 0 (Limitant ) |  | 2 |  | 2 | 1 |

Expression en fonction de la pression totale :

A l'équilibre, grâce à l'expression donnée à la question **précédente**, la relation de Guldberg et Waage devient :

K° = ) éq

Expression en fonction de la pression initiale pi :

D’après la loi des gaz parfaits , la pression initiale vaut Pi = 7 RT/V

La pression totale à l’équilibre vaut Ptot = (7-3 RT / V

En combinant les deux expressions => Ptot / (7-3 = Pi / 7

K° =

* K° =
* pi3 = ou pi = ( )1/3

A.N. Le rendement est défini par ρ= 90 % = x / xmax donc  **x** = 90 % x 2 = **1,8 mol** et K° = 1/4

pi3 = 73 x 4 / (( 1,4)2(0,2)) = 73 x 4 / (0,4)

=>pi = 7 x

=> pi ≈ 15 bars