

Premier exercice : A propos de l'acide chlorhydrique

1

1.1 HCl est **acide** car il relâche H^+ (ou H_3O^+) lors de sa réaction avec l'eau.
C'est un acide **fort** car la réaction est totale (simple flèche sur l'équation).

1.2 On a un acide fort et on constate que le $pH < 6,5$ ce qui permet de négliger l'autoprotolyse de l'eau.
Dans ce cas on a : $pH = -\log C$
 $\Rightarrow C = 10^{-pH}$
 $C = 10^{-2,1} = 7,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

2

2.1 Il faut verser l'acide dans l'eau. En fait, il faut verser la petite quantité (ici l'acide concentré) dans la grande quantité (ici l'eau) pour minimiser l'augmentation de température due à la chaleur produite par la réaction.

Il est aussi préférable d'ajouter l'acide progressivement.

Si on ne procède pas de la sorte, le liquide peut entrer en ébullition et provoquer des projections très chaudes et acides ce qui est très dangereux.

2.2

2.2.1 C'est une réaction acide-base car il y a échange de H^+ entre les deux composés. Chaque H_3O^+ cède 1 H^+ et chaque S^{2-} en capte 2.

Les couples acide-base sont : H_3O^+/H_2O
et H_2S/S^{2-} .

2.2.2 On a : $n(H_2S) = n(Na_2S) = \frac{m}{M_{Na_2S}} = \frac{1300}{23 \cdot 2 + 32} = 16,67 \text{ mol}$

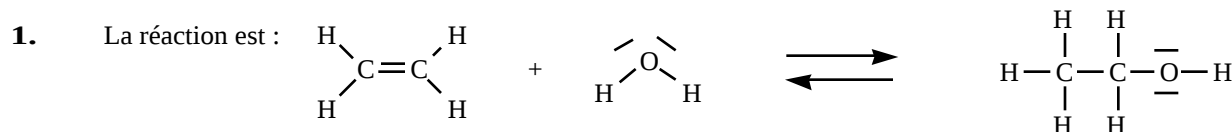
et $V = n \cdot V_m$
 $= 16,67 \cdot 24 = 400 \text{ L} = 0,4 \text{ m}^3$.

2.2.3 $\%(H_2S) = \frac{V}{V_{total}} \cdot 100 = \frac{0,4}{5 \cdot 4 \cdot 2,5} \cdot 100 = 0,8 \%$

2.2.4 Il y a deux limites, car si on est en dessous d'un certain pourcentage, il n'y a pas assez de réactif pour permettre la réaction de manière explosive.

Par contre, si il y a trop de réactif, il n'y aura pas assez de dioxygène pour entretenir la réaction.

Ici, le pourcentage est inférieur à la LIE, il n'y a donc pas de risques de ce côté.

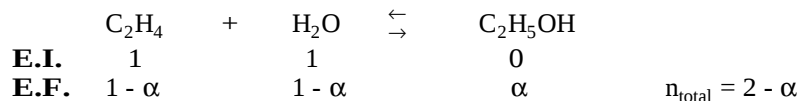
Deuxième exercice : A propos de l'éthanol**A - Étude thermodynamique**

2. C'est une réaction d'addition, car on additionne une molécule d'eau sur de l'éthylène.

3. On a : $K = \frac{p(C_2H_5OH)}{p(H_2O) \cdot p(C_2H_4)}$ si les pressions sont exprimées en bar.

Sinon : $K = \frac{p(C_2H_5OH) \cdot p^\circ}{p(H_2O) \cdot p(C_2H_4)}$ avec $p^\circ = 1 \text{ bar} = 1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. (le texte reste assez obscur sur ce point !!)

4. Il faut faire un bilan de matière pour une mole de réactif, dans les conditions stoechiométriques:



Or on a : $p(X) = \frac{n(X)}{n_{\text{total}}} \cdot p$

Ce qui donne : $K = \frac{\alpha}{(2 - \alpha)} \cdot p \cdot \frac{(2 - \alpha)^2}{(1 - \alpha)^2 \cdot p^2} = \frac{\alpha \cdot (2 - \alpha)}{p \cdot (1 - \alpha)^2}$ c.q.f.m. (avec p en bar ...)

5. a) On a $\Delta H^\circ < 0$, le système perd de l'énergie au profit de l'extérieur, la réaction est donc exothermique. Une augmentation isobare de température a pour effet de diminuer α (loi de modération).
b) La réaction diminue la quantité de gaz, une augmentation de pression favorise la réaction, α augmente.

B - Séparation de l'éthanol

1. Voir graphe (remarque : la petite zone à droite correspond à un équilibre liquide-gaz)
2. La température est de $80,5^\circ\text{C}$ (voir graphe).
On peut lire la composition du gaz en équilibre sur la courbe de rosée, soit $x = 0,66$ (voir graphe).

Diagramme isobare ($p = 1$ bar) du système binaire eau / éthanol

