**ΚΕΦΑΛΑΙΟ**

**ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑ**

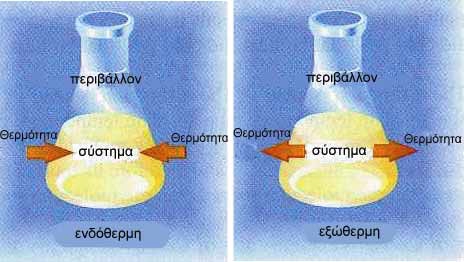
**Θερμοχημεία,** είναι ο κλάδος της χημείας ο οποίος μελετά τις μετατροπές της χημικής ενέργειας, σε θερμότητα και αντίστροφα.

**Ηλεκτροχημεία**, είναι ο κλάδος της χημείας ο οποίος μελετά τις μετατροπές της χημικής ενέργειας σε ηλεκτρική ενέργεια και αντίστροφα.

**Φωτοχημεία**, είναι ο κλάδος της χημείας ο οποίος μελετά τις μετατροπές της χημικής ενέργειας σε φωτεινή ενέργεια και αντίστροφα.

**Χημική θερμοδυναμική** είναι ο κλάδος της χημείας που μελετά όλες αυτές τις ενεργειακές μετατροπές που συνοδεύουν μια χημική μεταβολή (αντίδραση).

**Σύστημα** είναι ο χώρος που γίνεται η αντίδραση. Οτιδήποτε άλλο εκτός αυτού ονομάζεται **περιβάλλον**.



**Θερμότητα** είναι η ενέργεια που μεταφέρεται από ένα σύστημα σ’ ένα άλλο λόγω διαφοράς θερμοκρασίας.

**Θερμοκρασία** είναι το μέτρο κίνησης των δομικών μονάδων της ύλης π.χ. των μορίων.

**Θερμοχημική εξίσωση,** είναι κάθε χημική αντίδραση στην οποία στο δεύτερο μέλος αναγράφεται το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή που απορροφάται.

**Εξώθερμη αντίδραση:**

Π.χ. CH4(g) + 2O2(g) → CO2(g) + 2H2O(l) + 890 kJ

( δηλ. εκλύονται 890 kJ για κάθε 1 mol CH4 που καίγεται)

**Ενδόθερμη αντίδραση:**

Π.χ. CaCO3(s) → CaO(s) + CO2(g) − 572 kJ

( δηλ. απορροφώνται 572 kJ για κάθε 1 mol CaCO3 που διασπάται)

**Ενθαλπία(Η):** είναι τοενεργειακό περιεχόμενο ενός συστήματος, όταν το σύστημα βρίσκεται υπό σταθερή πίεση. Η ενθαλπία είναι μία **καταστατική ιδιότητα**.

**Καταστατική ιδιότητα** ενός συστήματος είναι το μέγεθος εκείνο που εξαρτάται από την ποσότητα και τις συνθήκες στις οποίες βρίσκεται το σύστημα και όχι από τον τρόπο με τον οποίο το σύστημα έφτασε στην κατάσταση αυτή.

**Μεταβολή ενθαλπίας (ΔΗ):** σε μια χημική αντίδραση είναι η διαφορά των ενθαλπιών των προϊόντων και των αντιδρώντων , δηλαδή: ΔΗ(αντίδρασης) = Η(προϊόντων) – Η(αντιδρώντων).

Έστω η αντίδραση: αΑ + βΒ → γΓ + δΔ

ΔΗ(αντίδρασης) = Η(προϊόντων) – Η(αντιδρώντων)

όπου, Η(προϊόντων) είναι η ενθαλπία των γ mol του Γ και δ mol του Δ και

Η(αντιδρώντων) είναι η ενθαλπία των α mol του Α και β mol του Β.

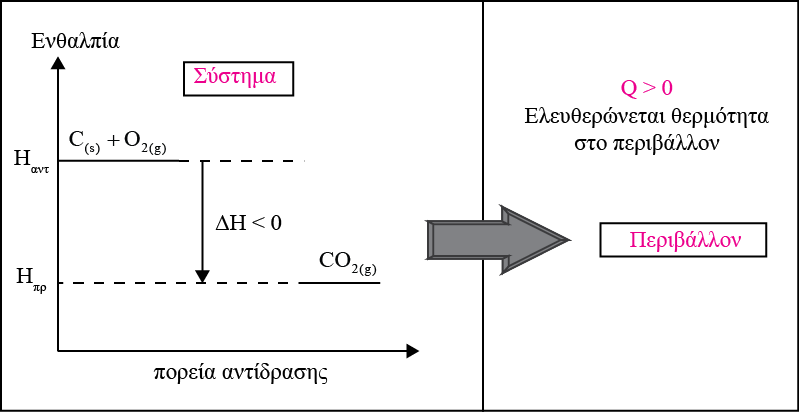
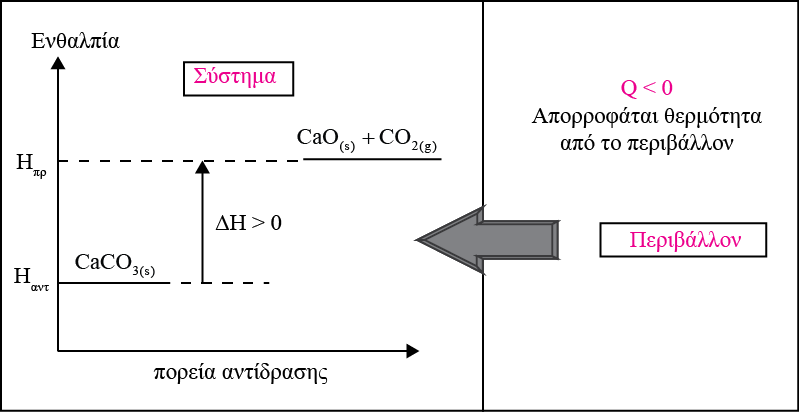
Η **μεταβολή της ενθαλπίας** σε ένα χημικό σύστημα είναι ίση - κατ’ απόλυτη τιμή - με το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται από το σύστημα , όταν η πίεση διατηρείται σταθερή. |ΔΗ| = Q ( P = σταθερό )

**Σε κάθε χημική αντίδραση διακρίνουμε:**

Η(προϊόντων) < Η(αντιδρώντων) ⇔ ΔΗ < 0 ⇔ εξώθερμη , άρα (+Q)

Η(προϊόντων) > Η(αντιδρώντων) ⇔ ΔΗ > 0 ⇔ ενδόθερμη , άρα (-Q)

Η(προϊόντων) = Η(αντιδρώντων) ⇔ ΔΗ = 0 ⇔ θερμοουδέτερη , άρα (Q = 0)

**Μονάδες της ενθαλπίας και της μεταβολής της ενθαλπίας**:

1 Joule ( J ) (Στο σύστημα S.I.) 1 KJ = 1.000 J 1 cal και 1 Kcal

Σχέση των μονάδων Joule και cal: 1 cal = 4,184 ≈ 4,2 Joule και 1 Joule = 0,24 cal.

**Σχέση μεταξύ της μεταβολής ενθαλπίας μιας αντίδρασης και των ποσοτήτων των σωμάτων που μετέχουν στην αντίδραση.**

Η μεταβολή της ενθαλπίας σε μια χημική αντίδραση είναι ανάλογη με τις μάζες ή mol των σωμάτων με τις οποίες τα σώματα μετέχουν στην αντίδραση.

**Παράδειγμα:** C(s) + O2(g) → CO2(g) + 394 ΚJ ή ΔΗ = **–** 394 ΚJ

Από 1 mol 1 mol 1 mol εκλύονται 394 ΚJ

Από 2 mol 2 mol 2 mol εκλύονται 2.394 = 788 ΚJ

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ**

**(Μεταβολή ενέργειας στις χημικές αντιδράσεις – Ενθαλπία αντίδρασης)**

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΑΝΑΠΤΥΞΗΣ**

Που οφείλονται οι ενεργειακές μεταβολές που συνοδεύουν τα φυσικά ή τα χημικά φαινόμενα;

Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση διάσπασης του CaCO3(s):

CaCO3(s) → CaO(s) + CO2(g), ΔΗ = +180 kJ

Ποιο ποσό θερμότητας απαιτείται για τη διάσπαση 5 mol CaCO3(s);

Απ: 900 kJ

Για την αντίδραση Α → Β δίνεται το διάγραμμα. Με βάση το διάγραμμα να απαντήσετε στις παρακάτω ερωτήσεις:

Η

Α

Β

Πορεία αντίδρασης

Η1

Η2

α) Ποιο από τα σώματα έχει μεγαλύτερο ενεργειακό περιεχόμενο;

β) Η αντίδραση μετατροπής του Α προς το Β είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη;

Να σχεδιάσετε τα διαγράμματα μεταβολής ενθαλπίας των παρακάτω αντιδράσεων:

(Ι): Ν2(g) + Ο2(g) → 2ΝΟ(ℓ) , ΔΗ = 180 ΚJ

(ΙΙ): Η2(g) + Cl2(g) → 2ΗCl(g) ΔΗ = − 184 ΚJ

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΠΟΛΛΑΠΛΗΣ ΕΠΙΛΟΓΗΣ**

Από τη θερμοχημική εξίσωση, S(s) + O2(g) → SO2(g), ΔHο = −296 kJ προκύπτει ότι:

α) κατά την καύση οποιασδήποτε ποσότητας S(s) ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο με 296 kJ.

β) η αντίδραση είναι ενδόθερμη.

γ) κατά την καύση 1 mol S(s) προς SO2(g) ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο με 296 kJ σε πρότυπη κατάσταση.

δ) για την πραγματοποίηση της αντίδρασης απαιτείται προσφορά ενέργειας από το περιβάλλον.

Αν κατά την καύση 1 mol Η2 ελευθερώνονται 58 Κcal, τότε κατά την καύση 0,5 mol Η2 θα ελευθερώνονται:

α) 58 Κcal β) 116 Κcal γ) 14,5 Κcal δ) 29 Κcal.

Το τριοξείδιο του σιδήρου αντιδρά με μεταλλικό Al σε σκόνη σύμφωνα με την εξίσωση:

Fe2O3 + 2Al → 2Fe + Al2O3 , ΔΗο = − 850 kJ Ποιο ποσό θερμότητας σε πρότυπες συνθήκες θα παραχθεί με την αντίδραση 1 mol Fe2O3 και 1 mol Al;

α) 850 kJ β) 425 kJ γ) 1.700 kJ δ) 3.400 kJ

Ποια από τις παρακάτω εκφράσεις οι οποίες αναφέρονται στην πραγματοποίηση μιας χημικής αντίδρασης **δεν** είναι σωστή;

α) η ενθαλπία του συστήματος μεταβλήθηκε κατά -120 KJ

β) η ενθαλπία του συστήματος μεταβλήθηκε από την αρχική τιμή των 1.420 KJ στην τελική τιμή των 1.300 KJ

γ) η ενθαλπία του συστήματος μειώθηκε.

δ) η ενθαλπία των αντιδρώντων ήταν μεγαλύτερη από την ενθαλπία των προϊόντων.

Από τη θερμοχημική εξίσωση C + O2 → CO2 ΔΗ = − 94 Κcal προκύπτει ότι:

α) κατά την καύση οποιασδήποτε ποσότητας C εκλύονται 94 Κcal.

β) η θερμότητα που απορροφά το σύστημα από το περιβάλλον κατά τον σχηματισμό 1 mol CO2 είναι 94 Κcal.

γ) κατά την καύση 1 mol C εκλύονται στο περιβάλλον 94 Κcal.

δ) μάζα C + μάζα O2 = μάζα CO2 – 94 Κcal

Κατά την πλήρη καύση 8 gr CH4 (με Mr = 16) ελευθερώνονται 445 kJ, όταν όλες οι ουσίες που συμμετέχουν στην αντίδραση βρίσκονται σε πρότυπη κατάσταση. Ποια είναι η σωστή θερμοχημική εξίσωση για την καύση του CH4;

α) CH4(g) + 2O2(g) → CO2(g) + 2H2O(*l*) ΔΗo = 890 Kj

β) CH4(g) + 2O2(g) →CO2(g) + 2H2O(*l*) ΔΗo = -445 kJ

γ) CH4(g) + 2O2(g) →CO2(g) + 2H2O(*l*) ΔΗo = -890 kJ

δ) CH4(g) + 2O2(g) →CO2(g) + 2H2O(*l*) ΔΗo = 445 kJ

Οι αντιδράσεις καύσης είναι:

α) ενδόθερμες β) εξώθερμες

γ) ενδόθερμες ή εξώθερμες ανάλογα με το σώμα που καίγεται.

δ) ενδόθερμες ή εξώθερμες ανάλογα με τις συνθήκες της αντίδρασης.

Το ποσό θερμότητας που ανταλλάσσεται με το περιβάλλον κατά την πραγματοποίηση μιας χημικής αντίδρασης, υπό σταθερή πίεση, ισούται με τη(ν):

α) ενθαλπία των αντιδρώντων β) ενθαλπία των προϊόντων.

γ) μεταβολή της εσωτερικής ενέργειας του συστήματος.

δ) μεταβολή της ενθαλπίας της αντίδρασης (ΔΗ).

Η ενθαλπία (Η) ενός συστήματος αντιδρώντων:

α) είναι ανεξάρτητη της ποσότητας των αντιδρώντων.

β) είναι ανεξάρτητη των συνθηκών πίεσης και θερμοκρασίας στις οποίες βρίσκεται το σύστημα των αντιδρώντων.

γ) είναι ανεξάρτητη από τον τρόπο με τον οποίο το σύστημα έφτασε στην κατάσταση αυτή.

δ) είναι ανεξάρτητη από τη φυσική τους κατάσταση.

Για τη θερμοχημική εξίσωση, Α(g) + Β(g) → 2Γ(g), ΔΗ = x kJ, θα ισχύει:

α) Αν x > 0, τα προϊόντα έχουν μικρότερη ενθαλπία από τα αντιδρώντα.

β) Αν x < 0, η αντίδραση θα έχει ως αποτέλεσμα την απορρόφηση θερμότητας από το περιβάλλον.

γ) Αν x < 0, τα προϊόντα έχουν μικρότερη ενθαλπία από τα αντιδρώντα.

δ) Αν x > 0, η αντίδραση θα έχει ως αποτέλεσμα την έκλυση θερμότητας στο περιβάλλον.

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΣΥΜΠΛΗΡΩΣΗΣ ΚΕΝΟΥ**

Η θερμοχημική εξίσωση CaCO3(s) → CaO(s) + CO2(g) , ΔΗ = +572 kJ μας πληροφορεί ότι για κάθε …………………. CaCO3(s) που διασπάται …………………………ενέργεια ίση με 572 kJ με αποτέλεσμα να ……………………… η ενθαλπία του συστήματος.

Η θερμοχημική εξίσωση Η2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) , ΔΗ = − 242 kJ μας πληροφορεί ότι για κάθε …………………. Η2(g) που καίγεται …………………… ενέργεια ίση με 242 kJ με αποτέλεσμα να ……………………… η ενθαλπία του συστήματος.

Η μεταβολή της ενθαλπίας του συστήματος κατά την πραγματοποίηση μιας χημικής αντίδρασης είναι ………………….. των μαζών των σωμάτων που ……………………………. Έτσι αν : Η2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) , ΔΗ1 = − 242 kJ τότε 2Η2(g) + O2(g) → 2H2O(g) , ΔΗ2 = ……

α) Ένα φυσικό ή χημικό φαινόμενο συνοδεύεται από …………………….. μεταβολές που εκδηλώνονται συνήθως σαν …………….. ή …………………. θερμότητας.

β) Η ενεργειακή μεταβολή οφείλεται στη διαφορά της ………………… των αντιδρώντων με την ενθαλπία των προϊόντων.

γ) Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται σε μια αντίδραση είναι ίσο με τη απόλυτη τιμή της …………………….. της ………………………..

δ) Η μεταβολή της ενθαλπίας του συστήματος κατά την πραγματοποίηση μιας εξώθερμης αντίδρασης είναι πάντα ………………………… δηλαδή Η(προϊόντων) ………. Η(αντιδρώντων)

Η μεταβολή της ενθαλπίας ορίζεται ΔΗ = ……………. − ………….

Αν είναι Η(προϊόντων)….H(αντιδρώντων) τότε ΔΗ > 0 και η αντίδραση είναι ……………………………….

Αν είναι Η(προϊόντων)….H(αντιδρώντων) τότε ΔΗ < 0 και η αντίδραση είναι ………….……………………

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΣΩΣΤΟΥ ή ΛΑΘΟΥΣ**

α) Οι εξώθερμες αντιδράσεις πραγματοποιούνται με απορρόφηση ενέργειας του συστήματος από το εξωτερικό περιβάλλον του και για το λόγο αυτό αυξάνεται η ενθαλπία του συστήματος.

β)Σε κάθε χημική αντίδραση η ενθαλπία των αντιδρώντων είναι ίση με την ενθαλπία των προϊόντων της αντίδρασης.

γ) Οι αντιδράσεις που ελευθερώνουν ενέργεια υπό τη μορφή θερμότητας ονομάζονται εξώθερμες.

δ) Στις εξώθερμες αντιδράσεις έχουμε ΔΗ > 0.

α) Για τις ενδόθερμες αντιδράσεις ισχύει ΔΗ **=** Η(προϊόντων) − Η(αντιδρώντων) , ενώ για τις εξώθερμες ΔΗ = Η(αντιδρώντων) − Η(προϊόντων).

β)Η μεταβολή ενθαλπίας του συστήματος κατά την πραγματοποίηση μιας χημικής αντίδρασης είναι θετική ή αρνητική αν η αντίδραση είναι αντίστοιχα ενδόθερμη ή εξώθερμη.

γ) Αν από την καύση 2 gr CH4 ελευθερώνονται 26 kcal , τότε από την καύση 8 gr CH4 ελευθερώνονται 104 kcal, στην ίδια θερμοκρασία.

δ) 1 mol H2O, θερμοκρασίας 25 0C έχει περισσότερη ενθαλπία απ’ ότι ένα μείγμα που αποτελείται από 1 mol H2 και 0,5 mol Ο2 θερμοκρασίας 25 0C. Δίνεται ότι Η2 + ½ O2 → H2O , ΔΗ < 0.

Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση: Η2Ο(s) → Η2Ο(ℓ) ΔΗ = 6 ΚJ

Εξηγήστε ποιες από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστές και ποιες είναι λανθασμένες.

α) Η μεταβολή αυτή είναι ενδόθερμη.

β) Η πήξη του νερού είναι φαινόμενο εξώθερμο.

γ) Ο πάγος έχει μικρότερη ενθαλπία από το υγρό νερό.

δ) Όταν τήκεται 1gr πάγου απορροφά θερμότητα 6 ΚJ.

Εξηγήστε ποιες από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστές και ποιες είναι λανθασμένες.

α) Οι αντιδράσεις που απορροφούν ενέργεια από το περιβάλλον ονομάζονται ενδόθερμες.

β) Στις ενδόθερμες αντιδράσεις έχουμε ΔΗ < 0.

γ) Η μεταβολή της ενθαλπίας ορίζεται μόνο για τα χημικά φαινόμενα.

δ) H καύση των υδρογονανθράκων και η εξουδετέρωση αποτελούν χαρακτηριστικά παραδείγματα εξώθερμων αντιδράσεων.

Δίνεται η Θερμοχημική εξίσωση: C(s) + O2(g) → CO2(g) ΔΗ = − 394 ΚJ.

Είναι σωστό ή λάθος ότι:

α) Η αντίδραση είναι ενδόθερμη**.**

β) Tα αντιδρώντα δηλαδή 1 mol C(s) & 1 mol O2(g) έχουν μεγαλύτερο ενεργειακό περιεχόμενο από τα προϊόντα δηλαδή 1 mol CO2(g) κατά 394 ΚJ.

Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση: ΝaOH(aq) + HCl(aq) → ΝaCl(aq) + H2O , ΔΗ = −56 kJ

Αναμιγνύουμε 100 ml διαλύματος ΝaOH(aq) 0,2 M με 50 ml HCl(aq) άγνωστης συγκέντρωσης (C) και παρατηρούμε ότι εκλύονται 1,12 kJ.

Από το δεδομένο αυτό συμπεραίνουμε ότι η άγνωστη συγκέντρωση (C) είναι ίση ή μεγαλύτερη από 0,4 M.

🗊**Παράγοντες που επηρεάζουν την μεταβολή ενθαλπίας** **σε μια αντίδραση.**

**1)** **Φύση των αντιδρώντων**.

π.χ. C(γραφίτης) + Ο2 → CO2 ΔΗ = -393,5ΚJ

C(διαμάντι) + Ο2 → CO2 ΔΗ = -395,5ΚJ

🞛 Ο γραφίτης και το διαμάντι είναι δυο αλλοτροπικές μορφές του άνθρακα και έχουν διαφορετικό ενεργειακό περιεχόμενο. Ο γραφίτης θεωρείται πιο σταθερή (πρότυπη) μορφή.

π.χ. Το θείο έχει πολλές αλλοτροπικές μορφές. Ενδεικτικά αναφέρουμε 3 στερεές αλλοτροπικές μορφές : το ρομβικό , το πρισματικό και το άμορφο.

**2) Φυσική κατάσταση αντιδρώντων και προϊόντων.**

π.χ. Η2(g) + ½ Ο2(g) → Η2Ο(g) ΔΗ = **–** 242 ΚJ

Η2(g) + ½ Ο2(g) → Η2Ο(ℓ) ΔΗ = **–** 286 ΚJ

🞛 Η παραπάνω διαφορά οφείλεται στο διαφορετικό ενεργειακό περιεχόμενο του νερού στις δυο φυσικές καταστάσεις. Γενικά όταν ένα σώμα βρίσκεται σε διαφορετική φυσική κατάσταση έχει και διαφορετικό ενεργειακό περιεχόμενο.

Ισχύει ότι η (ενθαλπία) Η(s) < Η(ℓ) < Η(g). Οπότε η τήξη και o βρασμός είναι ενδόθερμα φαινόμενα.

π.χ. Η2Ο(ℓ) → Η2Ο(g) ΔΗ = **+** 44 ΚJ

**3) Συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.**

Επειδή η μεταβολή της ενθαλπίας εξαρτάται από τις συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας ορίζουμε μια κατάσταση αναφοράς (**πρότυπη κατάσταση:** είναι Ρ = 1 atm , θ = 25 0C και για διαλύματα η συγκέντρωση C = 1 Μ και το στοιχείο ή χημική ένωση να είναι στην πιο σταθερή του μορφή) στην οποία μετρώνται όλες οι τιμές ΔΗ των αντιδράσεων. Έτσι γίνεται η σύγκριση των τιμών ΔΗ των αντιδράσεων μεταξύ τους.

Τότε η ΔΗ λέγεται **πρότυπη μεταβολή ενθαλπίας ή πρότυπη ενθαλπία** και συμβολίζεται με **ΔΗο**.

🞛 **Πρότυπη ενθαλπία αντίδρασης (ΔΗο).** α Α + β Β → γ Γ + δ Δ ΔΗo

**ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ.!** 🖙 Η τιμή της ΔΗ μιας αντίδρασης αναφέρεται στην πλήρη μετατροπή α mol του Α και β mol του Β σε γ mol του Γ και δ mol του Δ , δηλαδή στη χημική εξίσωση όπως είναι γραμμένη με τους συγκεκριμένους συντελεστές .

🖙 Π.χ. Α + 2Β → 2Γ , ΔΗ = -300 ΚJ Σημαίνει ότι: κατά την αντίδραση 1 mol του Α και 2 mol του Β παράγονται 2 mol του Γ και εκλύονται και 300 ΚJ.

🖙 Η τιμή της ΔΗ αναφέρεται στην αντίδραση όπως αυτή είναι γραμμένη στη χημική εξίσωση. π.χ. CH4(g) + 2O2(g) → CO2(g) + H2O(g) + 890 ΚJ ή ΔΗ = **–** 890 ΚJ

Αν η αντίδραση πολλαπλασιαστεί με κάποιο αριθμό τότε και η ΔΗ πολλαπλασιάζεται με αυτόν τον αριθμό. π.χ. 2CH4(g) + 4O2(g) → 2CO2(g) + 2H2O(g) + 890 ΚJ ή ΔΗ = **–** 1.780 ΚJ

**ΠΡΟΤΥΠΕΣ ΕΝΘΑΛΠΙΕΣ ΟΡΙΣΜΕΝΩΝ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΩΝ**

**1) Πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού, ΔΗof.**

Πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού μιας ένωσης, ΔΗof , είναι η μεταβολή της ενθαλπίας κατά το σχηματισμό 1 mol της ένωσης από τα συστατικά της στοιχεία της, σε πρότυπη κατάσταση.

Π.χ. C(γραφίτης) + O2(g) → CO2(g) ΔΗof = − 393,5 Kj.

Η ΔΗof των στοιχείων στην πιο σταθερή τους μορφή θεωρείται **μηδέν**.

π.χ ΔΗof(γραφίτης) = 0, ενώ ΔΗof(διαμαντιού) ≠ 0.

Επίσης η τιμή της ΔΗo μιας αντίδρασης μπορεί να υπολογιστεί με βάση τις πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού των ενώσεων που μετέχουν στην αντίδραση:

ΔΗo = ΣΔΗof(προϊόντων) – ΣΔΗof(αντιδρώντων).

Π.χ. για την αντίδραση 2ΝΗ3(g) + 3Cl2(g) → N2(g) + 6HCl(g)

Ισχύει ΔΗo = 6ΔΗof(ΗCl) – 2ΔΗοf(NH3), διότι ΔΗof(Cl2) = 0 & ΔΗof(Ν2) = 0

**2) Πρότυπη ενθαλπία καύσης, ΔΗοc. ισχύει πάντα ΔΗοc < 0 (εξώθερμη).**

Πρότυπη ενθαλπία καύσης μιας ουσίας, ΔΗοc , είναι η μεταβολή της ενθαλπίας κατά την πλήρη καύση 1 mol της ουσίας, σε πρότυπη κατάσταση.

Π.χ. όταν λέμε ότι η ενθαλπία καύσης του C3H8 είναι ΔΗοc = -2220 kJ/mol, εννοούμε ότι:

C3H8(g) + 5O2(g) → 3CO2(g) + 4H2O(l) ΔΗο = − 2.220 kJ

CH4(g) + 2O2(g) → CO2(g) + 2H2O(l) +890 kJ ή ΔΗο = − 890 kJ

**3) Πρότυπη ενθαλπία εξουδετέρωσης, Δ**Η**οn. ισχύει πάντα ΔΗοc < 0 (εξώθερμη).**

Πρότυπη ενθαλπία εξουδετέρωσης , ΔΗοn, είναι η μεταβολή της ενθαλπίας κατά την πλήρη εξουδετέρωση (σε αραιό υδατικό διάλυμα) 1 mol Η+ ενός οξέος με μια βάση ή 1 mol ΟΗ- μιας βάσης με ένα οξύ, σε πρότυπη κατάσταση.

Επίσης κατά την εξουδετέρωση **ισχυρού** οξέος με **ισχυρή** βάση η τιμή της ΔΗοn είναι περίπου σταθερή, ανεξάρτητα από το είδος του οξέος ή της βάσης που χρησιμοποιούμε.

Δηλαδή,

HCl(aq) + NaOH(aq) → NaCl(aq) + H2O(l) ΔΗοn = − 57,1 kJ

HNO3(aq) + KOH(aq) → KNO3(aq) + Η2Ο(l) ΔΗοn = − 57,1 kJ

***Αυτό συμβαίνει γιατί τα ισχυρά οξέα και οι ισχυρές βάσεις διίστανται (ή ιοντίζονται) πλήρως σε ιόντα και η μόνη αντίδραση που γίνεται κατά την εξουδετέρωση είναι:***

H+(aq) + OH-(aq) → H2O(l) ΔΗοn = − 57,1 kJ

Κατά την εξουδετέρωση όμως **ασθενούς** οξέος από ισχυρή βάση ή αντίστροφα ένα μέρος της εκλυόμενης ενέργειας δαπανάται για τη διάσταση (ή ιοντισμό) του ασθενούς ηλεκτρολύτη.

Π.χ. HCN(aq) + NaOH(aq) → NaCN(aq) + H2O(l) ΔΗοn = − 10,6 kJ

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΣΤΗ ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΕΝΘΑΛΠΙΑΣ**

Η μεταβολή της ενθαλπίας ΔΗ μιας αντίδρασης εξαρτάται:

α) από τη φύση των αντιδρώντων σωμάτων.

β) από τη φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και των προϊόντων σωμάτων.

γ) από τις συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

δ) από όλα τα παραπάνω.

Ο όρος «πρότυπη ενθαλπία αντίδρασης» χρησιμοποιείται για να εκφράσει τη μεταβολή της ενθαλπίας όταν:

α) η αντίδραση πραγματοποιείται σε ιδανικές συνθήκες.

β) κατά τη διάρκεια της αντίδρασης η θερμοκρασία δε μεταβάλλεται.

γ) ο υπολογισμός της αναφέρεται σε πίεση 1atm και στους 298Κ.

δ) ο υπολογισμός της αναφέρεται σε πίεση 1atm και στους 0 0C.

Το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά την πραγματοποίηση μιας χημικής αντίδρασης εξαρτάται:

α) μόνο από τη φυσική κατάσταση των αντιδρώντων και προϊόντων.

β) μόνο από την ποσότητα των αντιδρώντων.

γ) μόνο από τις συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης.

δ) απ’ όλους τους παραπάνω παράγοντες.

Η πρότυπη ενθαλπία ΔΗ0 της αντίδρασης Η2 + ½ Ο2 → Η2Ο εξαρτάται:

α) από τη φυσική κατάσταση του παραγόμενου Η2Ο.

β) από τις μάζες των αντιδρώντων και τη φυσική κατάσταση των προϊόντων.

γ) από τις μάζες και τη φύση των σωμάτων που αντιδρούν.

δ) από τις συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης του συστήματος.

ε) είναι σταθερή και δεν εξαρτάται από κανέναν από τους παραπάνω παράγοντες.

Αν η ενθαλπία της μεταβολής Α(ℓ) → Α( s ή g ) έχει ΔΗ < 0, τότε η μεταβολή μπορεί να είναι:

α) τήξη β) πήξη γ) εξαέρωση δ) εξάχνωση

Ένας μαθητής ισχυρίστηκε ότι η μία τουλάχιστον από τις θερμοχημικές εξισώσεις:

H2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) , ΔΗ = -281 kJ και

H2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) , ΔΗ = -285 kJ

είναι λανθασμένη. Να αναφέρετε ένα λόγο για τον οποίο ο ισχυρισμός αυτός δεν ήταν σωστός.

α) Κατά την πραγματοποίηση των αντιδράσεων H2(g) + ½ O2(g) → H2O(ℓ) ΔΗ01= -285 kJ, & H2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) ΔΗ02 = -240 kJ, παρατηρείται ...................................... μεταβολή στην πρότυπη ενθαλπία του συστήματος, διότι η μεταβολή αυτή εξαρτάται .....................................................................

β) Αν καεί πλήρως ένα διαμάντι μάζας 1gr παράγεται ..................................... ......................... από αυτή που παράγεται κατά την πλήρη καύση 1gr γραφίτη, διότι η μεταβολή .................................. μιας αντίδρασης εξαρτάται από ............................. των αντιδρώντων.

α) Για τον υπολογισμό της πρότυπης ενθαλπίας μιας αντίδρασης, ανάγονται τόσο τα προϊόντα όσο και τα αντιδρώντα σε πίεση ....................... και θερμοκρασία ............. 0C ή ................ Κ. Η μεταβολή της ενθαλπίας της αντίδρασης σ’ αυτές τις συνθήκες συμβολίζεται με ................... .

β) Δύο παράγοντες από τους οποίους εξαρτάται η ενθαλπία της αντίδρασης H2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) είναι .............................. και ................................ .

α) **Σ ή Λ.** Για τις πρότυπες ενθαλπίες ΔΗ10 και ΔΗ20 των χημικών αντιδράσεων:

H2(g) + ½ O2(g) → H2O(ℓ) , ΔΗ10 , H2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) , ΔΗ20 ισχύει: ΔΗ10 < ΔΗ20.

β) **Σ ή Λ.** Σε εξώθερμη αντίδραση η ενθαλπία των προϊόντων είναι μεγαλύτερη από την ενθαλπία των αντιδρώντων, για δεδομένες συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας.

γ) **Σ ή Λ.** Η πρότυπη κατάσταση αναφέρεται σε P = 1 atm και θ = 0 °C.

Να εξηγήσετε την παρατηρούμενη διαφορά στις ενθαλπίες σχηματισμού των παρακάτω αντιδράσεων:

2H2(*g*) + O2(*g*) → 2H2O(*l*) ΔΗ1o = -512 kJ

2H2(*g*) + O2(*g*) → 2H2O(*g*) ΔΗ2o = -464 kJ

Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| CH4(g) | + | 2O2(g) | → | CO2(g) | + | 2Η2Ο(ℓ) | ΔΗ1 < 0 | (1) |
| CH4(g) | + | 2O2(g) | → | CO2(g) | + | 2Η2Ο(g) | ΔΗ2 < 0 | (2) |

Σε ποια από τις παραπάνω θερμοχημικές εξισώσεις εκλύεται μεγαλύτερο ποσό θερμότητας.

Γράψτε τη θερμοχημική εξίσωση καύσης του υδρογόνου, αν γνωρίζετε ότι κατά την καύση 11,2 ℓit αυτού σε STP, ανταλλάσσεται με το περιβάλλον θερμότητα ίση με 120 kJ.

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ – ΑΣΚΗΣΕΙΣ ΣΤΙΣ ΕΝΘΑΛΠΙΕΣ**

**ΣΧΗΜΑΤΙΣΜΟΥ – ΚΑΥΣΗΣ – ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗΣ**

Από τη μελέτη της θερμοχημικής εξίσωσης 2H2 + O2 → 2H2O(ℓ) + 138 Kcal (18°C) προκύπτει ότι η ενθαλπία καύσης του Η2 είναι:

α) -138 Kcal/mol β) -69 Kcal/mol γ) -69 Kcal/g δ) -138 Kcal

Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση 2SO2(g) + O2(g) → 2SO3(g) ∆Ηο = − 200 kJ

Αν ∆HofSO2 και ∆HofSO3 είναι οι πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού του SO2 και του SO3, αντίστοιχα μετρημένες σε kJ/mol, ποια από τις παρακάτω σχέσεις ισχύει;

α) ∆Ηο = ∆HofSO3 − ∆HofSO2 β) ∆Ηο = 2∆HofSO2 − 2∆HofSO3.

γ) ∆Ηο − ∆HofSO2 + ∆HofSO3 = 0 δ) ∆Ηο = 2∆HofSO3 − 2∆HofSO2

Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση σχηματισμού του νερού σε αέρια κατάσταση

H2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) ∆Η0f = − 242 KJ/mol

Για το σχηματισμό του νερού σε υγρή κατάσταση, σύμφωνα µε τη θερμοχημική εξίσωση

H2(g) + ½ O2(g) → H2O(ℓ) η ∆Η0f μπορεί να είναι:

α) + 242 KJ/mol β) - 286 KJ/mol γ) - 198 KJ/mol δ) + 198 KJ/mol.

Για ποια από τις επόμενες αντιδράσεις είναι ΔΗ(αντίδρασης) = ΔΗf; Η σταθερή μορφή του άνθρακα στους (25 °C) είναι ο γραφίτης και για δε του θείου είναι το ρομβικό θείο.

α) H2(g) + S(ρομβικό) → H2S(g) β) C(διαμάντι) + O2(g) → CO2(g)

γ) H2(g) + CuO(s) → H2O(l) + Cu(s) δ) NH3(g) + HCl(g) → NH4Cl(g)

H πρότυπη ενθαλπία καύσης ενός αλκανίου (Α CvH2v+2) είναι ΔΗ°c = -2.936 kJ/mol, η πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού του (Α) είναι ΔΗ°f = -600 kJ/mol.

Να βρείτε το μοριακό τύπο του αλκανίου αν η πρότυπη ενθαλπία σχηματισμού του CO2 είναι ΔΗ°f = -376 kJ/mol και του Η2Ο είναι ΔΗ°f = - 276 kJ/mol.

Απ: C5H12

Καίγονται πλήρως 4 gr αερίου CH4(g) και εκλύεται ποσό θερμότητας q = 55 kcal, το οποίο καταναλώνεται για τη διάσπαση ποσότητας CaCO3 σύμφωνα με τη θερμοχημική εξίσωση: CaCO3(s) → CaO(s) + CO2(g) ΔΗ = + 550 kcal. Να υπολογίσετε:

α) Την ενθαλπία καύσης ∆Ηc του αερίου CH4. Δίνονται: Αr C = 12, Ar H = 1.

β) Την ποσότητα σε mol του CaCO3 που διασπάστηκε.

γ) Τον συνολικό όγκο του CO2(g) μετρημένο σε STP και από τις δυο αντιδράσεις.

Απ: α) ∆Ηc = − 220 kcal β) 0,1 mol γ) 7,84 lit

Δίνονται οι ενθαλπίες σχηματισμού των παρακάτω ενώσεων:

∆Η0f CΟ2(g) = −400 kJ/mol ∆Η0f H2O(ℓ) = −300 kJ/mol ∆Η0f CH4(g) = −100 kJ/mol

α) Να γράψετε τις θερμοχημικές εξισώσεις των αντιδράσεων σχηματισμού των παραπάνω ενώσεων.

β) Να υπολογιστεί η ενθαλπία της αντίδρασης (σε kJ): CH4(g) + 2Ο2(g) → CΟ2(g) + 2H2O(ℓ).

Απ: ∆Η0c = − 900 kJ

Δίνονται οι πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού των παρακάτω ενώσεων:

∆Η0f Fe2O3(s) = −840 kJ/mol ∆Η0f CO(g) = −110 kJ/mol ∆Η0f CO2(g) = −395 kJ/mol

α) Να γράψετε τις θερμοχημικές εξισώσεις των αντιδράσεων σχηματισμού των παραπάνω ενώσεων.

β) Να υπολογιστεί η πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης: Fe2O3 + 3CO → 2Fe + 3CO2.

Απ: ∆Η0 = − 15 kJ

Θερμίτης λέγεται το μίγμα Al και Fe2O3 που χρησιμοποιείται για τη συγκόλληση των σιδηροτροχιών, καθώς η αντίδραση: 2Al + Fe2O3 → Al2O3 + 2Fe (1) είναι ισχυρά εξώθερμη.

Αν οι ενθαλπίες σχηματισμού του Al2O3 και του Fe2O3 είναι αντίστοιχα ΔΗf = - 1.650 kJ/mol και ΔΗf = - 830 kJ/mol σε θερμοκρασία θ:

α) Να υπολογίσετε την τιμή της ΔΗ της αντίδρασης (1) στη θερμοκρασία θ.

β) Να υπολογίσετε το ποσό της θερμότητας που θα ελευθερωθεί κατά την αντίδραση μιας ποσότητας θερμίτη που περιέχει: 0,96 Kgr Fe2O3 (με Mr = 160 ) και 270 gr Al (με Ar = 27).

Απ: α) ΔΗ = – 820 kJ & β) 4.100 kJ

Πόσα γραμμάρια άνθρακα πρέπει να καούν πλήρως για να πάρουμε τόση θερμότητα, όση χρειάζεται για να συντελεστεί η πλήρης διάσπαση 2 mol Αl2O3 σε Al και O2;

Δίνονται οι ενθαλπίες σχηματισμού: ΔHf CO2 = -394 kJ/mol και ΔHf Al2O3 = -1600 kJ/mol

Απ: 97,5 gr

Να υπολογίσετε την ενθαλπία σχηματισμού του CS2 από τα παρακάτω δεδομένα:

C(γραφίτης) + O2(*g*) → CO2(*g*) ΔΗ1 = -394 kJ

S(ρομβικό) + O2(*g*) → SO2(*g*) ΔΗ2 = -296 kJ

CS2 + 3O2(*g*) → CO2(*g*) + 2SO2(*g*) ΔΗ3 = -1072 kJ

Απ: ΔΗ = +86 kJ/mol

Σε 4 lit διαλύματος ασθενούς οξέος ΗΑ 0,2 Μ, προσθέτουμε 2 lit διαλύματος NaOH 0,25 M και ελευθερώνεται θερμότητα ίση με 25,4 kJ.

α) Ποια η ΔΗn της αντίδρασης: HA + NaOH → NaA + H2O.

β) Γιατί η τιμή αυτή διαφέρει από την ΔΗn = -57,1kJ εξουδετέρωσης ισχυρού οξέος από ισχυρή βάση; Απ: ΔΗn = - 50,8 kJ

Δίνεται ότι η πρότυπη ενθαλπία καύσης του CH4 είναι ΔΗ°c = -890 kJ/mol. Να αντιστοιχίσετε σε κάθε ποσότητα μεθανίου που βρίσκεται στην πρώτη στήλη, το ποσό της θερμότητας που ελευθερώνεται κατά την καύση αυτής που βρίσκεται στη δεύτερη στήλη.

Ι ΙΙ

2 mol 445 kj

8 gr 890 kj

80 gr 4450 kj

16 gr 1780 kj

Η ενθαλπία πλήρους εξουδετέρωσης ισχυρού οξέος με ισχυρή βάση είναι ΔΗn = -57,1 kJ. Πόση θερμότητα ελευθερώνεται αν αναμιχθούν 3 lit διαλύματος HCl 0,2 Μ με 2 lit διαλύματος NaOH 0,25 M;

Απ: 28,55 kJ

Δίνεται η αντίδραση εξουδετέρωσης H3Ο+(aq) + OH−(aq) → 2H2O(l).

Πραγματοποιήθηκαν πειράματα στα οποία μελετήθηκε η θερμότητα που εκλύεται από τις αντιδράσεις οι οποίες λαμβάνουν χώρα κατά την ανάμειξη

α. δύο υδατικών δ/των Y1 και Υ2:

Υ1: ΗΝΟ3 (0,01M, 100 ml) Υ2: ΝaOH (0,01 M, 100 ml)

β. δύο υδατικών δ/των Y3 και Υ4:

Υ3: HCl (0,01 M, 100 ml) Υ4: KOH (0,01 M, 100 ml)

γ. δύο υδατικών δ/των Y5 και Υ6:

Υ5: CH3COOH (0,01 M, 100 ml) Υ6: NaOH (0,01 M, 100 ml)

Όλες οι αναμείξεις των παραπάνω διαλυμάτων πραγματοποιήθηκαν ακριβώς στις ίδιες πειραματικές συνθήκες. Στη διεργασία (α) εκλύθηκε θερμότητα Q1, στη διεργασία (β) εκλύθηκε Q2 και στη (γ) εκλύθηκε Q3.

Αν από τα αποτελέσματα πήραμε τα ακόλουθα πειραματικά δεδομένα (i) Q1 = Q2 και (ii) Q3 < Q1, να εξηγήσετε γιατί προέκυψαν τα πειραματικά δεδομένα (i) (μον. 3) και (ii) (μον. 5).

Αραιό υδατικό διάλυμα περιέχει 1 mol ασθενούς οξέος ΗΑ και 1 mol ασθενούς οξέος ΗΒ. Ποσότητα ΝαΟΗ ίση με 1 mol αντιδρά πλήρως με το υδατικό διάλυμα των δύο οξέων , οπότε ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο με 50 kJ. Να υπολογιστούν:

α) το ποσοστό % που εξουδετερώθηκε από κάθε οξύ,

β) η σύσταση του διαλύματος μετά την αντίδραση. Δίνονται οι ενθαλπίες εξουδετέρωσης των δυο οξέων: ΔΗn (ΗΑ) = - 52 kJ/mol & ΔΗn (ΗΒ) = - 44 kJ/mol

Απ: α) 75% ΗΑ – 25% ΗΒ β) 0,25 mol ΗΑ- 0,75 mol ΗΒ ………

**ΑΣΚΗΣΕΙΣ**

**Στοιχειομετρικές ασκήσεις με τη μεταβολή ενθαλπίας και τις ποσότητες των σωμάτων.**

Δίνεται η μεταβολή της ενθαλπίας της αντίδρασης σε θερμοκρασία θ oC. Πόση θερμότητα θα ελευθερωθεί αν καούν πλήρως 6,2 gr φωσφόρου P4 (με Mr = 124) σε θερμοκρασία θ oC;

P4(s) + 5O2(g) → 2P2O5(s) ΔH = - 3.010 Kj

Απ: 150,5 Kj

112 gr Ν2 αντιδρούν πλήρως με Η2 και σχηματίζουν ΝΗ3. Να υπολογιστεί το ποσό της θερμότητας που ελευθερώνεται και η ποσότητα της ΝΗ3 που σχηματίζεται. Δίνεται η εξίσωση:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Ν2(g) | + | 3 Η2(g) | → | 2 ΝΗ3(g) | ΔΗ = -92 ΚJ |

Απ: α) 368 ΚJ , β) 136 gr

2 lit διαλύματος ΗΝΟ3 0,05 Μ εξουδετερώνονται πλήρως με ΚΟΗ, οπότε εκλύεται θερμότητα ίση με 5,7 ΚJ. Να υπολογιστεί η ΔΗ της αντίδρασης. ΗΝΟ3 + ΚΟΗ → ΚΝΟ3 + Η2Ο ΔΗ = ;

Απ: 57 ΚJ

64 Κgr δείγματος θείου καίγονται πλήρως, οπότε εκλύεται θερμότητα ίση με 58.000 ΚJ. Να υπολογιστεί η καθαρότητα του δείγματος θείου (Ar S = 32). Οι προσμίξεις του δείγματος δεν καίγονται. Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση: S + O2 → SO2 ΔΗ = -290 ΚJ

Απ: 6,4 Κgr καθαρό θείο ή 10 %.

4,4 gr ενός κορεσμένου εστέρα του τύπου CνΗ2νΟ2 καίγονται πλήρως σύμφωνα με τη θερμοχημική εξίσωση: 2CνΗ2νΟ2 + (3ν−2)Ο2 → 2νCO2 + 2νΗ2Ο(ℓ), ΔΗ = −4.480 kJ

Από την καύση αυτή ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο με 112 kJ. Να προσδιοριστεί ο μοριακός τύπος του εστέρα.

Απ: C4Η8Ο2.

0,1 mol N2H4(ℓ) αντιδρά πλήρως με την κατάλληλη ποσότητα N2O4(g) και παράγονται Ν2 και υδρατμοί. Από την αντίδραση αυτή εκλύεται ποσό θερμότητας ίσο με 54 kJ, μετρημένο σε πρότυπες συνθήκες.

α) Να γράψετε την πλήρη χημική εξίσωση της αντίδρασης συμπληρωμένης με τους κατάλληλους συντελεστές.

β) Να υπολογίσετε την πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης.

Απ: α) 2N2H4 + N2O4 → 3N2 + 4H2O, β) ΔΗ = -1080 ΚJ

Για τη διάσπαση ενός δεσμού Η-Η πρέπει να προσφέρουμε ενέργεια 7,4 10-19 J. Να βρεθεί η ενέργεια που χρειάζεται για να διασπαστούν 8 gr Η2 σε άτομα υδρογόνου.

Δίνεται ο αριθμός Avogadro: NA = 6,02 1023 /mol.

Απ: 1.782 kJ

**ΑΣΚΗΣΕΙΣ**

**στις οποίες ένα αντιδρών βρίσκεται σε περίσσεια.**

Σε δοχείο διοχετεύουμε 1,5 mol NO και 0,9 mol O2, τα οποία αντιδρούν σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: 2ΝO(g) + Ο2(g) → 2ΝΟ2(g) ΔΗ = -110 ΚJ

Να υπολογιστεί το ποσό θερμότητας που εκλύεται κατά την αντίδραση. Απ: 82,5 ΚJ

Σε κλειστό δοχείο διοχετεύονται 112 m3 H2 σε STP και 70 Κgr Ν2 τα οποία αντιδρούν σε κατάλληλες συνθήκες και σχηματίζουν ΝΗ3. Να υπολογιστεί το ποσό της θερμότητας που εκλύεται. Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση: Ν2(g) + 3 Η2(g) → 2 ΝΗ3(g) , ΔΗ = -90 ΚJ

Απ: 150.000 ΚJ

Σε 500 ml ΗΝΟ3 0,8 Μ προστίθενται 14 gr ΚΟΗ. Να υπολογιστούν:

α) η ποσότητα του άλατος που σχηματίζεται,

β) το ποσό της θερμότητας που ελευθερώνεται. Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση:

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ΗΝΟ3 | + | ΚΟΗ | → | ΚΝΟ3 | + | Η2Ο | ΔΗ = -54 ΚJ |

Απ: α) 0,25 mol άλατος, β) 13,5 ΚJ

Ισομοριακό μίγμα SO2 και O2 έχει όγκο 112 lit μετρημένο σε STP. Το μίγμα αντιδρά σε κατάλληλες συνθήκες σύμφωνα με την χημική εξίσωση:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 2SO2(g) | + | Ο2(g) | → | 2SO3(g) | ΔΗ = -198 ΚJ |

Να υπολογιστεί η μάζα του SO3 που σχηματίζεται και το ποσό θερμότητας που ελευθερώνεται.

Απ: 200 gr SO3 , 247,5 ΚJ

200 ml διαλύματος Βα(ΟΗ)2 0,3 Μ αναμιγνύονται με 400 ml διαλύματος ΗCl 0,25 Μ. Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση: 2 ΗCl + Bα(ΟH)2 → BαCl2 + 2 Η2Ο , ΔΗ = -108 ΚJ.

Να υπολογιστούν:

α) οι ποσότητες των σωμάτων στο τελικό διάλυμα, β) το ποσό θερμότητας που εκλύεται.

Απ: α) 0,01 mol Βα(ΟΗ)2, 0,05 mol ΒαCl2 β) 5,4 ΚJ

0,02 mol Zn(s) εισάγονται σε διάλυμα HCl(aq) 0,9 Μ όγκου 50 ml και πραγματοποιείται η αντίδραση: Zn(s) + 2HCl(aq) → ZnCl2(aq) + Η2(g), ΔΗ Από την αντίδραση παρατηρήθηκε η έκλυση ποσού θερμότητας ίσου με 3 kJ.

Να υπολογίσετε την ενθαλπία ΔΗ της αντίδρασης στις συνθήκες του πειράματος.

Απ: ΔΗ = -150 Kj

Αέριο μείγμα Η2 και Ο2 έχει όγκο 22,4 lit μετρημένο σε STP συνθήκες. Το μείγμα αναφλέγεται , οπότε σε κατάλληλες συνθήκες σχηματίζεται H2O(*l*) σύμφωνα με την εξίσωση:

H2(*g*) + ½O2(*g*) → H2O(*l*) ΔΗ = -286 kJ . Μετά την αντίδραση παραμένει αέριο όγκου 5,6 lit μετρημένο σε STP συνθήκες. Να υπολογιστούν το ποσό θερμότητας που ελευθερώθηκε κατά την καύση , καθώς και η σύσταση του αρχικού μείγματος Η2 και Ο2.

Απ: 143 kJ & 0,5 mol - 0,5 mol ή 0,75 mol - 0,25 mol

**Ασκήσεις με μίγματα.**

6 gr μίγματος άνθρακα C και θείου S καίγονται πλήρως , οπότε ελευθερώνεται θερμότητα ίση με 84 ΚJ. Ποια είναι η σύσταση του μίγματος; Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| C | + | Ο2 | → | CO2 | ΔΗ = -390 ΚJ |
| S | + | Ο2 | → | SO2 | ΔΗ = -300 ΚJ |

Απ: 1,2 gr C , 4,8 gr S

Αέριο μίγμα που αποτελείται από CO και H2 έχει όγκο 6,72 lit μετρημένο σε STP. Κατά την πλήρη καύση του μίγματος ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο με 85 ΚJ . Να υπολογιστεί η % V/V σύσταση του αρχικού μίγματος. Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| CΟ | + | ½ Ο2 | → | CO2 | ΔΗ = -280 ΚJ |
| Η2 | + | ½ Ο2 | → | Η2O | ΔΗ = -285 ΚJ |

Απ: 33,3 % CO , 66,7 % H2

Ένα μίγμα αποτελείται από ΝαΟΗ και ΚΟΗ, έχει μάζα 15,2 gr . Το μίγμα εξουδετερώνεται πλήρως με διάλυμα ΗCl 0,5 Μ, οπότε ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο με 16,8 ΚJ . Να υπολογιστούν:

α) η σύσταση του αρχικού μίγματος,

β) ο όγκος του διαλύματος ΗCl που καταναλώθηκε.

Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| ΗCl | + | ΚΟΗ | → | ΚCl | + | Η2Ο | ΔΗ = -56 ΚJ |
| ΗCl | + | ΝαΟΗ | → | ΝαCl | + | Η2Ο | ΔΗ = -56 ΚJ |

Απ: α) 4 gr NαOH , 11,2 gr KOH β) 600 ml HCl

6 gr μίγματος μεθανίου και αιθυλενίου καίγονται πλήρως και ελευθερώνονται 261,4 kJ.

Ποια είναι η σύσταση του μίγματος των 6 gr, αν δίνονται:

η ενθαλπία πλήρους καύσης του CH4 είναι ΔΗc = -802 kJ/mol και

του C2H4 είναι ΔΗc = -1.010 kJ/mol.

Απ: 0,2 mol CH4 & 0,1 mol C2H4

Σε δοχείο που περιέχει περίσσεια άνθρακα διαβιβάζεται αέριο μείγμα O2 και υδρατμών όγκου 8,96 lit μετρημένο σε STP , οπότε πραγματοποιούνται οι αντιδράσεις:

C(s) + O2(g) → CO2(g) ΔΗ1 = - 390 kJ

C(s) + H2O(g) → CO(g) + H2(g) ΔΗ2 = + 130 kJ

Αν τελικά ελευθερώνεται ποσό θερμότητας ίσο με 52 kJ , να υπολογιστεί η σύσταση του αρχικού μείγματος σε mol.

Απ: 0,2 mol - 0,2 mol

Σε δοχείο που περιέχει περίσσεια άνθρακα διαβιβάζονται 8,96 lit σε STP αερίου μίγματος Ο2  και υδρατμών, οπότε πραγματοποιούνται οι αντιδράσεις: Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| C | + | Ο2 | → | CO2 |  |  | ΔΗ = -390 ΚJ |
| C | + | Η2O | → | CO | + | Η2 | ΔΗ = +130 ΚJ |

Ποια πρέπει να είναι η % V/V σύσταση του αρχικού μίγματος, ώστε να μην παρατηρείται θερμική μεταβολή;

Απ: 25 % O2 , 75% H2Ο

Μια βιομηχανία θέλει να παρασκευάσει το προϊόν Γ(g) με βάση την αντίδραση (1) που ακολουθεί. 2Α(g) + Β(s) → 3Γ(g), ΔΗ = −150 kJ (1) Ο αντιδραστήρας στον οποίο γίνεται η αντίδραση τροφοδοτείται συνεχώς με αντιδρώντα και παραλαμβάνεται συνεχώς το προϊόν Γ. Για να μην αυξηθεί η θερμοκρασία στον αντιδραστήρα στον οποίο διεξάγεται η αντίδραση, ο υπεύθυνος χημικός μηχανικός αποφασίζει μέσα στον αντιδραστήρα να βάλει έναν άλλο μικρότερο στον οποίο παράγεται ένα άλλο χρήσιμο για τη βιομηχανία προϊόν, το σώμα Ζ(g), με βάση την αντίδραση (2):

Δ(g) + 2E(g) → 2Ζ(g), ΔΗ = +250 kJ (2)

Αν το σώμα Γ στο μεγάλο αντιδραστήρα παράγεται με σταθερό ρυθμό 0,05 mol∙min−1, με ποιο σταθερό ρυθμό (σε mol∙min−1) πρέπει να παράγεται το σώμα Ζ(g) ώστε να απορροφάται το 80% του ποσού θερμότητας που παράγεται από την αντίδραση (1); Τα ποσά θερμότητας και οι ενθαλπίες των αντιδράσεων αντιστοιχούν στις ίδιες συνθήκες. Απ: 0,016 mol∙min−1

Σε δοχείο που περιέχει 4 mol N2 εισάγεται ποσότητα Η2. Σε κατάλληλες συνθήκες πραγματοποιείται αντίδραση, οπότε παράγεται ΝΗ3 και ελευθερώνονται 184 KJ.

α) Να υπολογίσετε την ποσότητα της ΝΗ3 που παράγεται, Ν2 + 3 Η2 → 2 ΝΗ3 ΔΗ = - 92 ΚJ

β) Να εξετάσετε ποιο από τα αντιδρώντα ( N2 και Η2) είναι σε περίσσεια.

γ) Να υπολογίσετε την αρχική ποσότητα του Η2,

Απ: 4 mol NH3-6 mol H2

Ισομοριακό μίγμα CΗ4 και C2Η6 έχει όγκο 4,92 lit, μετρημένο σε θερμοκρασία 270C και πίεση 2 atm. Το ποσό θερμότητας που εκλύεται από την καύση του μίγματος χρησιμοποιείται για τη διάσπαση 2 mol του σώματος Α σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: Α → Β + Γ ΔΗ = 245 ΚJ.

α) Να υπολογίσετε τη γραμμομοριακή σύσταση του μίγματος σε mol,

β) Να υπολογίσετε το ποσό θερμότητας που εκλύεται κατά την καύση του μίγματος,

γ) Να υπολογίσετε την τιμή του x στην παρακάτω θερμοχημική εξίσωση καύσης του C2Η6.

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| C2Η6 | + | 7/2 Ο2 | → | 2 CΟ2 | + | 3 Η2Ο | ΔΗ = - x ΚJ |

Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση καύσης του μεθανίου:

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| CΗ4 | + | 2 Ο2 | → | CΟ2 | + | 2 Η2Ο | ΔΗ = -890 ΚJ |

Απ: α) 0,2 mol CΗ4 - 0,2 mol C2Η6, β) Q = 490 ΚJ, γ) ΔΗ = -1560 ΚJ/mol

**🗊 ΝΟΜΟΙ ΤΗΣ ΘΕΡΜΟΧΗΜΕΙΑΣ**

**🞛 Νόμος (ή αρχή) Lavoisier – Laplace.**

Tο ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά τον σχηματισμό 1 mol μιας χημικής ένωσης από τα συστατικά της στοιχεία είναι ίσο με το ποσό θερμότητας που απορροφάται ή εκλύεται κατά την διάσπαση 1 mol της ίδιας ένωσης στα συστατικά της στοιχεία .

Δηλαδή αν: C(s) + O2(g) → CO2(g) ΔΗο1 = -393,5 kJ

τότε CO2(g) → C(s) + O2(g) ΔΗο2 = +393,5 kJ.

🖙 **Πρακτική εφαρμογή:**

Από τα παραπάνω προκύπτει ότι αν μας είναι γνωστή η τιμή ΔΗ1 μιας αντίδρασης, τότε μπορούμε να προβλέψουμε την τιμή ΔΗ2 και της αντίστροφης αντίδρασης (ΔΗ2 = -ΔΗ1).

Ο νόμος των **Lavoisier – Laplace** είναι **εφαρμογή της αρχής διατήρησης της ενέργειας** και δεν ισχύει μόνο για την σύνθεση και διάσπαση αλλά για όλες γενικά τις αντιδράσεις που πραγματοποιούνται προς αντίθετες κατευθύνσεις.

**Παράδειγμα:**

♦ Έστω ότι η ΔΗοf του υγρού νερού: Η2(g) + ½ Ο2(g) → Η2Ο(ℓ) είναι ίση με ΔΗο = - 285,8 ΚJ.

Επομένως η ΔΗο διάσπασης του υγρού νερού στα συστατικά του στοιχεία:

Η2Ο(ℓ) → Η2(g) + ½ Ο2(g) θα είναι ίση με ΔΗο = +285,8 ΚJ

**🞛 Νόμος Hess.**

Το ποσό της θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται όταν πραγματοποιείται μια χημική αντίδραση είναι το ίδιο , είτε η αντίδραση γίνεται σε ένα στάδιο είτε σε περισσότερα στάδια.

🖙 Δηλαδή η μεταβολή ενθαλπίας ΔΗ σε μια αντίδραση είναι ανεξάρτητη από τα ενδιάμεσα στάδια που ακολούθησε η αντίδραση για να φτάσει από την αρχική κατάσταση στην τελική κατάσταση. Ο νόμος του Hess, είναι άμεση συνέπεια του **πρώτου θερμοδυναμικού νόμου**.

**Παράδειγμα:**

Η καύση του άνθρακα C προς CO2 μπορεί να πραγματοποιηθεί απ’ ευθείας σε ένα στάδιο:

(1) C(s) + O2(g) → CO2(g) , ΔΗ=-394 ΚJ

H ίδια αντίδραση όμως μπορεί να πραγματοποιηθεί και σε δυο στάδια:

(2) C(s) + ½ O2(g) → CO(g) , ΔΗ1=-111 ΚJ

(3) CΟ(g) + ½ O2(g) → CO2(g) , ΔΗ2=-283 ΚJ

Παρατηρούμε ότι αν αθροίσουμε τις χημικές εξισώσεις (2) και (3) προκύπτει η εξίσωση (1). Άρα με βάση τον νόμο του Hess για την μεταβολή της ενθαλπίας ισχύει:

ΔΗ = ΔΗ1 + ΔΗ2

🖙 **Σημασία του νόμου του Hess:** Ο νόμος του Hess έχει μεγάλη σημασία γιατί με την χρήση των θερμοχημικών κύκλων μας επιτρέπει να υπολογίσουμε έμμεσα τις μεταβολές ενθαλπίας αντιδράσεων οι οποίες είναι δύσκολο να μετρηθούν πειραματικά δηλαδή αντιδράσεις οι οποίες:

α) δεν πραγματοποιούνται, β) είναι πολύ αργές,

γ) συνοδεύονται ταυτόχρονα από δευτερεύουσες αντιδράσεις.

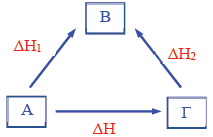
**Θερμοχημικός κύκλος:** Αποτελεί μια οπτικοποίηση του νόμου του Hess με διαγράμματα στα οποία εμφανίζεται η αλληλουχία των αντιδράσεων που οδηγεί σε μία τελική (συνολική) αντίδραση.

Έστω για παράδειγμα δύο θερμοχημικές εξισώσεις με κοινό ένα αντιδρών ή προϊόν και γνωστές τιμές των ενθαλπιών τους,

A → B ΔH1 & Γ → B ΔH2

και ότι από αυτές θέλουμε να υπολογίσουμε την ενθαλπία ΔH της αντίδρασης: A → Γ ΔH.

Κατασκευάζουμε το παρακάτω διάγραμμα:

Από το παραπάνω διάγραμμα προκύπτει: ΔΗ + ΔΗ2 = ΔΗ1.

🖙 **Πρακτική εφαρμογή:** Με βάση το νόμο του Hess επιτρέπεται να προσθέσουμε αλγεβρικά τις θερμοχημικές εξισώσεις.

🖙 Α**ξίωμα αρχικής και τελικής κατάστασης:** Η μεταβολή ενθαλπίας κατά τη μετάβαση ενός χημικού συστήματος από μια καθορισμένη αρχική κατάσταση σε μια , επίσης καθορισμένη τελική κατάσταση είναι ανεξάρτητη από τα ενδιάμεσα στάδια με τα οποία μπορεί να πραγματοποιηθεί η μεταβολή αυτή. Με την γενίκευση αυτή είναι δυνατό στα ενδιάμεσα στάδια να περιλαμβάνονται εκτός από χημικές αντιδράσεις και διάφορα φυσικά φαινόμενα , όπως τήξη , εξάτμιση κ.α.

🞛 **Σχέση μεταξύ της μεταβολής ενθαλπίας μιας αντίδρασης και των ποσοτήτων των σωμάτων που μετέχουν στην αντίδραση.** Η μεταβολή της ενθαλπίας σε μια χημική αντίδραση είναι ανάλογη με τις μάζες των σωμάτων με τις οποίες τα σώματα μετέχουν στην αντίδραση.

**Παράδειγμα:** C(s) + O2(g) → CO2(g) ΔΗ=-394 ΚJ

1mol 1mol 1mol εκλύει 394 ΚJ

2mol 2mol 2mol εκλύει 2**.**394 ΚJ

🖙 **Πρακτική εφαρμογή:** Όταν πολλαπλασιάσουμε ή διαιρέσουμε τους συντελεστές μιας θερμοχημικής εξίσωσης με έναν αριθμό , τότε πρέπει να πολλαπλασιάσουμε ή να διαιρέσουμε αντίστοιχα με τον ίδιο αριθμό και την τιμή της ΔΗ.

**Παράδειγμα:** Η2(g) + ½ Ο2(g) → Η2Ο(ℓ) ΔΗ = -286 ΚJ

2Η2(g) + Ο2(g) → 2Η2Ο(ℓ) ΔΗ = -2**.**286 = 572 ΚJ

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ**

Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση σχηματισμού του ΝΟ:

½ Ν2(g) + ½ O2(g) → ΝΟ(g) , ΔΗ0 = +90,2 ΚJ

Η πρότυπη ενθαλπία ΔΗ0 της αντίδρασης: 2ΝΟ(g) → Ν2(g) + Ο2(g) λέμε ότι ισούται με:

α) -90,2 ΚJ β) +180,4 ΚJ γ) -180,4 ΚJ δ) δεν μπορεί να υπολογιστεί.

Δίνεται ο θερμοχημικός κύκλος: Από αυτόν συμπεραίνουμε ότι:

Α

Β

Γ

Δ

ΔΗ1

ΔΗ2

ΔΗ3

ΔΗ4

ΔΗ5

α) ΔΗ01 + ΔΗ04 = ΔΗ05 .

β) ΔΗ01 = ΔΗ02 + ΔΗ03 + ΔΗ04.

γ) ΔΗ05 = ΔΗ02 - ΔΗ03 .

δ) ΔΗ05 = ΔΗ01 - ΔΗ04.

Δίνονται οι ακόλουθες θερμοχημικές εξισώσεις:

Α + Β → Γ + Δ , ΔΗ01 = -20 Κcal και Γ + Δ → Ε , ΔΗ02 = 15 Κcal .

Η πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης Ε → Α + Β θα είναι:

α) +5 Κcal β) -5 Κcal γ) +35 Κcal δ) -35 Κcal.

Με βάση τα παρακάτω δεδομένα: 2C(s) + 2O2(g) → 2CO2(g) ΔΗ01 = - 188 Kcal

2CO(g) + O2(g) → 2CO2(g) ΔΗ02 = - 135 Kcal

η πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης C(s) + ½ O2(g) → CO(g) είναι:

α) -26,5 Κcal β) +26,5 Κcal γ) +53 Κcal δ) -53 Κcal.

Δίνονται οι πρότυπες ενθαλπίες των παρακάτω αντιδράσεων:

2Η2(g) + Ο2(g) → 2Η2Ο(ℓ) ΔΗ01=-512 ΚJ

2Η2(g) + Ο2(g) → 2Η2Ο(g) ΔΗ02=-464 ΚJ

Η πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης Η2Ο(ℓ) → Η2Ο(g) είναι:

α) -24 ΚJ β) +24 ΚJ γ) +48 ΚJ δ) -48 ΚJ

Δίνονται οι θερμοχημικές αντιδράσεις καύσης:

C(γραφίτης) + Ο2(g) → CO2(g) ΔΗ1 = -393 ΚJ

C(διαμάντι) + Ο2(g) → CO2(g) ΔΗ2 = -395 ΚJ

Η ενθαλπία μετατροπής του C (γραφίτης) σε C (διαμάντι) είναι:

α) ΔΗ = -788 ΚJ β) ΔΗ = +2 ΚJ γ) ΔΗ = +788 ΚJ δ) ΔΗ = -2 ΚJ

Ο θερμοχημικός κύκλος , σε συνδυασμό με τη σχέση ∆Η = ∆Η1 + ∆Η2 + ∆Η3 , εκφράζουν:

Α

Δ

Β

Γ

ΔΗ

ΔΗ1

ΔΗ2

ΔΗ3

α) το νόμο του Hess.

β) το νόμο Lavoisier – Laplace.

γ) το νόμο διατήρησης της μάζας.

δ) την αρχή της ελάχιστης ενέργειας.

Από τη θερμοχημική εξίσωση H2(g) + ½ O2(g) → H2O(ℓ) , ∆Η = -286 kJ, προκύπτει η θερμοχημική εξίσωση:

α) 2H2(g) + O2(g) → 2H2O(ℓ) , ∆Η = -286 kJ β) H2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) , ∆Η = -242 kJ,

γ) 2H2O(ℓ) → 2H2(g) + O2(g) ∆Η = +572 kJ δ) H2O(ℓ) → H2(g) + ½ O2(g) ∆Η = -286 Kj

Από τις θερμοχημικές εξισώσεις:

H2(g) + ½ O2(g) → H2O(ℓ) , ∆Η1 = -286 kJ

H2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) , ∆Η2 = -242 kJ

προκύπτει ότι η θερμότητα εξαέρωσης του νερού είναι:

α) -44kJ/mol β) +44kJ/mol γ) -528kJ/mol δ) +528kJ/mol.

Αν για τις μεταβολές ενθαλπίας ∆Η1 και ∆Η2 που σημειώνονται στο θερμοχημικό κύκλο του διπλανού σχήματος ισχύει:

Γ

Α

Β

ΔΗ3

ΔΗ2

ΔΗ1

∆Η1 + ∆Η2 > 0 , να δείξετε ότι θα είναι ∆Η3 < 0.

Με βάση τα παρακάτω δεδομένα:

C(s) + O2(g) → CO2(g) ΔΗ01= -390 ΚJ

C(s) + ½ O2(g) → CO(g) ΔΗ02=-110 ΚJ

Να αντιστοιχήσετε τις θερμοχημικές εξισώσεις της στήλης Α με τις ΔΗ0 της στήλης Β.

**Στήλη Α Στήλη Β**

α) C + CO2 → 2CO i) -280 ΚJ

β) CO + 1/2O2 → CO2 ii) +780 ΚJ

γ) 2C + O2 → 2CO iii) +170 ΚJ

δ) 2CO2 → 2C + 2O2 iv) -220 ΚJ

α) Να υπολογιστεί η πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης 2ΝO2(g) → Ν2O4(g).

Δίνονται οι πρότυπες ενθαλπίες σχηματισμού των δυο ενώσεων:

ΔΗf (ΝO2) = 33 kJ/mol & ΔΗf (Ν2O4) = 9 kJ/mol.

β) Ποια ένωση είναι σταθερότερη το ΝO2(g) ή το Ν2O4(g). Απ: ΔΗ0 = - 57 kJ

**ΑΣΚΗΣΕΙΣ**

Συμπληρώστε στο κάθε διάστικτο των παρακάτω χημικών εξισώσεων έναν από τους αριθμούς:

-240, -570, +285, +240, -285, +480.

H2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) , ΔΗ1 = .............kJ

2H2(g) + O2(g) → 2H2O(ℓ) , ΔΗ2 = .............kJ

H2O(ℓ) → H2(g) + ½ O2(g) , ΔΗ3 = .............kJ

2H2O(g) → 2H2(g) + O2(g) , ΔΗ4 = ............kJ

Δίνεται η θερμοχημική εξίσωση καύσης του SO2:

SO2(g) + ½ O2(g) → SO3(g) , ΔΗ0 = -95 ΚJ

Να βρεθεί η πρότυπη μεταβολή της ενθαλπίας των παρακάτω αντιδράσεων:

SO3(g) → SO2(g) + ½ O2(g) ΔΗ01 και 2SO2(g) + O2(g) → 2SO3(g) ΔΗ02

Απ: ΔΗ01 = 95 ΚJ ΔΗ02 = -190 ΚJ

Να υπολογίσετε την πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης:

3C(s) + 4Η2(g) → C3Η8(g) ΔΗ0 = ; ΚJ Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

C(s) + O2(g) → CO2(g) ΔΗ01 = -393 ΚJ

Η2(g) + ½ O2(g) → Η2O(g) ΔΗ02 = -286 ΚJ

C3Η8(g) + 5 O2(g) → 3CO2(g) + 4Η2O(g) ΔΗ03 = -2.220 ΚJ

Απ: -103 ΚJ

Να υπολογίσετε την πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης:

4ΝΗ3(g) + 5Ο2(g) → 4ΝΟ(g) + 6Η2O(g) ΔΗ0 = ; ΚJ. Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

½ Ν2(g) + 3/2 Η2(g) → ΝΗ3(g) ΔΗ01 = -46 ΚJ

Η2(g) + ½ O2(g) → Η2O(g) ΔΗ02 = -242 ΚJ

½ Ν2(g) + ½ O2(g) → ΝO(g) ΔΗ03 = +90 ΚJ

Απ: -908 ΚJ

Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

C(s) + O2(g) → CO2(g) ΔΗ01 = -394 ΚJ

Η2(g) + ½ O2(g) → Η2O(g) ΔΗ02 = -286 ΚJ

CνΗ2ν-2(g) + (3ν-1)/2 O2(g) → νCO2(g) + (ν-1)Η2O(g) ΔΗ03 = -1.300 ΚJ

νC(s) + (ν-1)H2(g) → CνΗ2ν-2(g) ΔΗ03 = +226 ΚJ

Να βρεθεί ο μοριακός τύπος του αλκινίου.

Απ: C2Η2

Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

Ν2(g) + 3 Η2(g) → 2ΝΗ3(g) ΔΗ1 = -90 kJ

H2(g) + ½ O2(g) → H2O(ℓ) ΔΗ2 = -285 kJ

α) Να υπολογίσετε την ενθαλπία της αντίδρασης: ½ Ν2(g) + 3/2 Η2(g) → ΝΗ3(g) ΔΗ = ; kJ

β) Να υπολογίσετε την ενθαλπία της αντίδρασης:

4ΝΗ3(g) + 3O2(g) → 2Ν2(g) + 6H2O(ℓ) ΔΗ3 = ; kJ

γ) Αέριο μίγμα που περιέχει 12 mol ΝΗ3 και 6 mol Ο2 αντιδρά προς σχηματισμό Ν2 και Η2Ο σύμφωνα με την παραπάνω αντίδραση. Να υπολογίσετε το ποσό θερμότητας που ελευθερώνεται ή απορροφάται κατά την αντίδραση.

Όλες οι ενθαλπίες των αντιδράσεων αναφέρονται στις ίδιες συνθήκες.

Απ: α) ΔΗ = -45 kJ β) ΔΗ3 = -1.530 kJ γ) εκλύονται 3.060 kJ

Όταν διαβιβάσουμε μείγμα υδρατμών και Ο2 σε σωλήνα που περιέχει C σε κατάσταση ερυθροπυρώσεως πραγματοποιούνται οι αντιδράσεις:

C + ½ O2 → CO , ΔΗ = -32 kcal

C + H2O → CO + H2 , ΔΗ = +28 kcal.

α) Ποια πρέπει να είναι η αναλογία mol υδρατμών και Ο2 σε ένα μείγμα τους, ώστε αν αυτό διαβιβαστεί σε σωλήνα που περιέχει περίσσεια ερυθροπυρωμένου C, να μη παρατηρηθεί θερμική μεταβολή;

β) Σε σωλήνα που περιέχει περίσσεια C σε κατάσταση ερυθροπυρώσεως διαβιβάζουμε ισομοριακό μείγμα υδρατμών και Ο2 όγκου 112 L, μετρημένα σε STP.

i) Ποιο θα είναι το θερμικό αποτέλεσμα της αντίδρασης;

ii) Ποιος είναι ο όγκος του αερίου μείγματος σε STP, που εξέρχεται τελικά από το σωλήνα;

Απ: α) 16/7 β) εκλύονται 90 kcal 7,5 mol CΟ & 2,5 mol H2

Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

C(s) + 2Η2(g) → CH4(g) ΔΗ1 = – 84 kJ

2C(s) + Η2(g) → C2H2(g) ΔΗ2 = +230 kJ

H2(g) + ½ O2(g) → H2O(g) ΔΗ3 = – 242 kJ

Κατά την πλήρη αντίδραση 1,4 mol C με Η2 σχηματίστηκε μείγμα CH4 και C2H2, ενώ συγχρόνως ελευθερώθηκαν 38 kJ. Να βρεθούν:

α) ο αριθμός των mol του CH4 και του C2H2 που παράχθηκαν.

β) η ενθαλπία της αντίδρασης 2CH4 + 3/2O2 → C2H2 + 3H2O , ΔΗ = ;

Όλα τα ποσά θερμότητας μετρήθηκαν στις ίδιες συνθήκες.

Απ: α) 1 mol CH4 0,2 mol C2H2 β) ΔΗ = -328 Kj

Κατά την τέλεια καύση 2 gr CΗ4 ελευθερώθηκαν 110 kJ, ενώ κατά την τέλεια καύση ισομοριακού μείγματος CH4 και Η2 όγκου 5,6 L σε STP ελευθερώθηκαν 142 kJ. Αν τα ποσά θερμότητας έχουν αναχθεί στους 25 0C και 1 atm, να υπολογιστούν:

α) η πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης CH4 + 2O2 → CΟ2 + 2H2O , ΔΗ0 = σε kJ/mol

β) η πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης H2 + ½ O2 → H2O ΔΗ0 = σε kJ/mol.

Απ: α) ΔΗ0 = -880 kJ β) ΔΗ0 = -256 kJ

Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

CΟ + ½ O2 → CΟ2 ΔΗ1 = -283 kJ

H2 + ½ O2 → H2O ΔΗ2 = -286 kJ

Κατά την τέλεια καύση 8,96 L αερίου μείγματος CO και Η2, μετρημένα σε STP, ελευθερώθηκε θερμότητα ίση με 113,5kJ. Να υπολογιστούν:

α) η σύσταση του μείγματος που κάηκε σε mol.

β) ο όγκος του Ο2, μετρημένος σε STP, που καταναλώθηκε κατά την καύση.

Απ: α) 0,3 mol CO – 0,1 mol Η2, β) 4,48 lit

11,2 L μείγματος Η2 και Cl2, μετρημένα σε STP, αντιδρούν σε κλειστό δοχείο. Μετά το τέλος της αντίδρασης, που είναι ποσοτική, το αέριο που προκύπτει διαβιβάζεται σε περίσσεια διαλύματος ΚΟΗ και εξουδετερώνεται, ενώ ταυτόχρονα ελευθερώνονται 5,6kcal. Τελικά βρέθηκε ότι απομένουν 2,24L αερίου Η2, μετρημένα σε STP.

Αν δίνεται η θερμοχημική εξίσωση H2 + Cl2 → 2ΗCl ΔΗ = -44 kcal, να βρεθούν:

α) ο λόγος των mol των δύο αερίων στο αρχικό μείγμα,

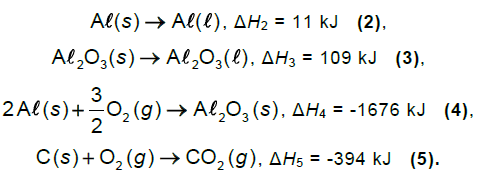
β) το ποσό θερμότητας που ελευθερώθηκε κατά την αντίδραση του αρχικού μείγματος,

γ) η ενθαλπία της αντίδρασης ΗCl + KΟΗ → ΚCl + H2Ο , ΔΗ =

Όλα τα ποσά θερμότητας μετρήθηκαν σε πρότυπη κατάσταση.

Απ: α) 3/2 β) 8,8 kcal γ) ΔΗ = -14 kcal

Δίνονται οι αντιδράσεις:



Να υπολογιστεί η ενθαλπία της αντίδρασης (1) (μονάδες 4) και να εξηγήσετε αν η παραγωγή του καθαρού αλουμινίου απορροφά ή εκλύει ενέργεια (μονάδα 1).

ΔΗ = + 1.996 kJ

Μίγματα υδραζίνης (N2H4) και τετροξειδίου του αζώτου (N2O4) έχουν χρησιμοποιηθεί ως καύσιμα σε διαστημικούς πυραύλους, λόγω της ισχυρά εξώθερμης αντίδρασής τους, σύμφωνα με την εξίσωση (1): 2N2H4(ℓ) + N2O4(g) → 3N2(g) + 4H2O(g) (1)

Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

Ν2(g) + 2H2(g) → N2H4(ℓ), ΔΗo = 51 kJ

Ν2(g) + 2O2(g)→ N2O4(g), ΔΗo = 9 kJ

2H2(g) + O2(g)→ 2H2O(g), ΔΗo = −484 kJ

α) Να υπολογίσετε την πρότυπη ενθαλπία της αντίδρασης (1).

β) Ισομοριακό μίγμα N2H4 και N2O4 μάζας 12,4 gr φέρεται προς αντίδραση σύμφωνα με την εξίσωση (1). Να υπολογίσετε το ποσό θερμότητας που θα ελευθερωθεί.

γ) Να υπολογίσετε το ποσό θερμότητας που θα ελευθερωθεί όταν καεί πλήρως 0,1 mol υδραζίνης με τη βοήθεια της κατάλληλης ποσότητας Ο2(g) προς H2O(g) και N2(g).

Απ: α) ΔΗ = -1079 kJ β) 53,95 kJ γ) 53,5 kJ

Για ένα αλκάνιο (CvH2v+2) είναι γνωστές οι θερμοχημικές εξισώσεις:

vC(s) + (v+1)H2(g) → CvH2v+2(ℓ), ΔΗ1 =−600 kJ

CvH2v+2(ℓ) + (3v+1)/2O2(g) → vCΟ2(g) + (v+1)H2O(ℓ), ΔΗ2 = −3200 kJ

2H2(g) + O2(g)→2H2O(ℓ), ΔΗ3 = −600 kJ

C(s) + Ο2(g) → CΟ2(g), ΔΗ4 = −400 kJ

Να προσδιορίσετε το μοριακό τύπο του αλκανίου. Οι ενθαλπίες των αντιδράσεων αντιστοιχούν στις ίδιες συνθήκες.

Απ: C5H12

Μαλακός σίδηρος ονομάζεται μίγμα σιδήρου και άνθρακα. Ποσότητα μαλακού σιδήρου μάζας 10 gr αντιδρά πλήρως με Ο2, οπότε όλη η ποσότητα του σιδήρου μετατρέπεται σε Fe2O3 και όλη η ποσότητα του C σε CO2. Το ποσό θερμότητας που ελευθερώνεται συνολικά είναι ίσο με 150 kJ. Να υπολογιστεί η % w/w περιεκτικότητα του μαλακού σιδήρου σε C. (ArFe = 56 , ArC = 12)

Δίνονται οι θερμοχημικές εξισώσεις:

2Fe(s) + 3/2O2(g) → Fe2O3(s), ΔΗ = −800 kJ

C(s) + Ο2(g) → CΟ2(g), ΔΗ = −400 kJ

Οι ενθαλπίες και τα ποσά θερμότητας είναι μετρημένα στις ίδιες συνθήκες.

Απ: 30 % w/w σε C

4 gr C, 4 gr H2 και 4 gr CH3OH καίγονται και ελευθερώνονται αντίστοιχα ποσά θερμότητας 131 kJ, 572 kJ και 91 kJ. Να υπολογίσετε με βάση τα δεδομένα αυτά την ενθαλπία σχηματισμού της CH3OH.

Απ: ΔΗf CH3OH = -237 kJ

**ΚΕΦΑΛΑΙΟ**

**ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ**

**3.1. Γενικά για τη χημική κινητική και τη χημική αντίδραση – Ταχύτητα αντίδρασης.**

**Η χημική κινητική μελετά:**

1) Την ταχύτητα με την οποία γίνεται μία χημική αντίδραση.

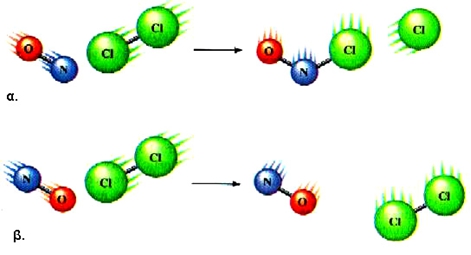
2) Τους παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα μιας αντίδρασης.

3) Το μηχανισμό τις αντίδρασης (ενδιάμεσα στάδια).

**Θεωρία των συγκρούσεων (Arrhenius, 1889).**

Σύμφωνα με τη θεωρία των συγκρούσεων για να γίνει μια χημική αντίδραση, πρέπει τα μόρια των αντιδρώντων να συγκρουστούν κατάλληλα, δηλαδή θα πρέπει οι συγκρούσεις να είναι αποτελεσματικές ή ενεργές.

Όλες οι συγκρούσεις μεταξύ των μορίων των αντιδρώντων δεν οδηγούν σε σχηματισμό προϊόντων, δηλαδή δεν είναι αποτελεσματικές. Έχει εκτιμηθεί ότι ένα πολύ μικρό ποσοστό του συνολικού αριθμού των συγκρούσεων είναι αποτελεσματικές, περίπου το 1/108 είναι αποτελεσματικές συγκρούσεις.

Έχει υπολογιστεί, σύμφωνα με την κινητική θεωρία των αερίων, ότι σε αέρια όγκου 1L σε STP συνθήκες γίνονται περίπου 1032 συγκρούσεις μορίων το δευτερόλεπτο.

Για να είναι μια σύγκρουση αποτελεσματική, πρέπει τα σωματίδια (άτομα, μόρια, ιόντα) που συγκρούονται να έχουν:

1) Κατάλληλη κινητική ενέργεια (λέγεται ενέργεια ενεργοποίησης).

2) Κατάλληλο προσανατολισμό.

**ΣΧΗΜΑ**: Στην α) περίπτωση έχουμε αποτελεσματική σύγκρουση στην β) περίπτωση όχι.

**Ενέργεια ενεργοποίησης Εα** είναι η ελάχιστη κινητική ενέργεια που πρέπει να έχουν τα συγκρουόμενα μόρια ώστε η σύγκρουση τους να είναι αποτελεσματική. Η τιμή της εξαρτάται από τη φύση των αντιδρώντων.

Με βάση τη θεωρία αυτή η **ταχύτητα της αντίδρασης** είναι ανάλογη με τον αριθμό των ενεργών συγκρούσεων που συμβαίνουν στη μονάδα του χρόνου (ρυθμός ενεργών συγκρούσεων).

**Οπότε καταλήγουμε στο συμπέρασμα:**

Όσο **μικρότερη** είναιη τιμή της **ενέργειας ενεργοποίησης Εα**, τόσο μεγαλύτερο είναιτο ποσοστό των μορίων με ενέργεια ίση ή μεγαλύτερη της **ενέργειας ενεργοποίησης Εα**, οπότε τόσο μεγαλύτερο είναιτο ποσοστό των ενεργών συγκρούσεων και άρα τόσο **μεγαλύτερη** είναι **και η ταχύτητα της αντίδρασης**.

**Θεωρία της μεταβατικής κατάστασης.**

Σύμφωνα με τη θεωρία της μεταβατικής κατάστασης, για να πραγματοποιηθεί μια αντίδραση θα πρέπει να σχηματιστεί κατά τη σύγκρουση των αντιδρώντων ένα ενδιάμεσο προϊόν. Το προϊόν αυτό απορροφά την ενέργεια ενεργοποίησης και ονομάζεται ενεργοποιημένο σύμπλοκο.

Ενέργεια

Πορεία αντίδρασης

Πορεία αντίδρασης

Ενέργεια

Προϊόντα

Προϊόντα

Αντιδρώντα

Εξώθερμη

Ενδόθερμη

Αντιδρώντα

ΔΗ>0

ΔΗ<0

Εα

Εα

Ενεργοποιημένο σύμπλοκο

Ενεργοποιημένο σύμπλοκο

**ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ – ΟΡΙΣΜΟΣ.**

Ας πάρουμε για παράδειγμα την αντίδραση:

2ΗI(g) → H2(g) + I2(g)

Η ταχύτητα διάσπασης του HΙ ή ο ρυθμός κατανάλωσης του ΗΙ δίνεται από τη σχέση:

Εικόνα

Το αρνητικό πρόσημο εισάγεται, ώστε η ταχύτητα διάσπασης, δηλαδή ο ρυθμός κατανάλωσης της συγκέντρωσης του ΗΙ, να πάρει θετικές τιμές , αφού ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του ΗΙ είναι αρνητικός.

Να παρατηρήσουμε ότι ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης ενός αντιδρώντος είναι πάντα αρνητικός.

Εικόνα

Στην ίδια αντίδραση η ταχύτητα σχηματισμού ή ο ρυθμός παραγωγής του Η2 και του Ι2 (ή ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης των Η2 και Ι2) είναι:

Εικόνα

Να παρατηρήσουμε ότι ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης ενός προϊόντος είναι πάντα θετικός.

Εύκολα μπορούμε να διαπιστώσουμε ότι: υHI = 2 υH2 = 2 υI2

Δηλαδή ο ρυθμός κατανάλωσης της συγκέντρωσης του ΗΙ είναι διπλάσιος του αντίστοιχου ρυθμού παραγωγής του Η2 και Ι2.

Γενικά ορίζεται **ταχύτητα υ μιας χημικής αντίδρασης** της μορφής αΑ+ βΒ → γΓ + δΔ **:**

Εικόνα

Έτσι, η ταχύτητα της αντίδρασης 2ΗΙ(g) → H2(g) + I2(g) είναι:

Εικόνα

**Μονάδες ταχύτητας αντίδρασης**. Από τον παραπάνω ορισμό της ταχύτητας αντίδρασης, προκύπτει η μονάδα mol·L−1·sec−1 ή 1 Μ·sec−1 . Επίσης χρησιμοποιείται και η μονάδα Μ·min−1 .

Να σημειωθεί ότι η ταχύτητα της αντίδρασης δεν είναι σταθερή καθ’ όλη τη διάρκεια της. Στην αρχή (**εκτός ελαχίστων εξαιρέσεων**) η ταχύτητα είναι η μέγιστη. Ελαττώνεται, όμως, με την πάροδο του χρόνου, καθώς μειώνεται η συγκέντρωση των αντιδρώντων, ώσπου στο τέλος να μηδενιστεί.

**Τα στερεά σώματα** παραλείπονται από την έκφραση της ταχύτητας.

Αυτό συμβαίνει γιατί τα στερεά αντιδρούν μόνο επιφανειακά και επομένως η ταχύτητα εξαρτάται από το εμβαδόν της επιφάνειας τους και όχι από τη συνολική τους μάζα.

Π.χ. στην καύση του [άνθρακα](http://el.wikipedia.org/wiki/%CE%86%CE%BD%CE%B8%CF%81%CE%B1%CE%BA%CE%B1%CF%82) C(s) + O2(g) → CO2(g) η ταχύτητα είναι υ = - Δ[O2]/Δt = Δ[CO2]/Δt.

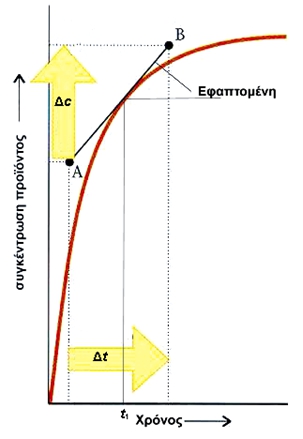
**ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΟΣ ΠΡΟΣΔΙΟΡΙΣΜΟΣ ΤΗΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ**

**ΚΑΜΠΥΛΗ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ:** Ονομάζεται η γραφική παράσταση που δείχνει τη μεταβολή της συγκέντρωσης ενός αντιδρώντος ή προϊόντος σε συνάρτηση με το χρόνο.

Η καμπύλη αυτή προκύπτει πειραματικά με φυσικές ή χημικές μεθόδους.

Οι φυσικές μέθοδοι βασίζονται στη μέτρηση μιας ιδιότητας που εξαρτάται από τη συγκέντρωση, ενώ στις χημικές λαμβάνεται σε τακτά διαστήματα μια ποσότητα δείγματος στην οποία μετριέται η ποσότητα ενός από τα συστατικά του αντιδρώντος μίγματος.

**•Υπολογισμός στιγμιαίας ταχύτητας από την καμπύλη αντίδρασης:**

Για να υπολογίσουμε τη στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης εργαζόμαστε ως εξής:

• Σχεδιάζουμε την καμπύλη της αντίδρασης.

• Φέρνουμε την εφαπτομένη της καμπύλης στο σημείο που θέλουμε να υπολογίσουμε τη στιγμιαία ταχύτητα.

• Υπολογίζουμε την κλίση της εφαπτομένης, η οποία είναι ίση με το ρυθμό μεταβολής της συγκέντρωσης του αντιδρώντος ή του προϊόντος της καμπύλης.

• Με τη βοήθεια του ρυθμού μεταβολής της συγκέντρωσης του αντιδρώντος ή του προϊόντος υπολογίζουμε τη στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης.

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΑΝΑΠΤΥΞΗΣ**

 **ΠΑΝ 2017.** Για την αντίδραση Ν2Ο + ΝO → Ν2 + ΝO2 η ενέργεια του συστήματος αντιδρώντων και προϊόντων απεικονίζεται στο παρακάτω διάγραμμα.

α) Να απαντήσετε αν η αντίδραση είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη και να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

β) Αν α=209 kJ και β=348 kJ,

i) να υπολογίσετε το ΔH της αντίδρασης .

ii) ποια είναι η ενέργεια ενεργοποίησης της αντίδρασης;

iii) ποια είναι η ενέργεια ενεργοποίησης της αντίδρασης Ν2 + ΝO2 → Ν2Ο + ΝO ;

**Μονάδες 2+2+1+2=7**

Σε δοχείο σταθερού όγκου V και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγεται ισομοριακό μίγμα των σωμάτων Α και Β, οπότε πραγματοποιείται η χημική αντίδραση: Α(g) + 2Β(g) → 2Γ(g).

α) Να κάνετε τα διαγράμματα συγκέντρωσης – χρόνου για τα σώματα Α , Β και Γ μέχρι το τέλος της αντίδρασης σε κοινό σύστημα αξόνων κάνοντας το σχετικό πινακάκι (αρχ-αντ-παρ-τελ).

β) Για πιο από τα αντιδρώντα σώματα η συγκέντρωση του μηδενίζεται στο τέλος της αντίδρασης;

γ) Να εξετάσετε πως μεταβάλλεται η πίεση στο δοχείο κατά την διάρκεια της αντίδρασης.

Στο παρακάτω διάγραμμα δίνονται οι συγκεντρώσεις των σωμάτων Α, Β και Γ σε συνάρτηση με το χρόνο. Ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες λανθασμένες;

Να **αιτιολογήσετε** τα συμπεράσματά σας :

t (min)

30

C (mol/lit)

(Γ)

(Α)

(Β)

C0

2C0

α) Τα Α και Β είναι αντιδρώντα και το Γ προϊόν.

β) Η χημική εξίσωση που περιγράφει την αντίδραση είναι:

2 Α(g) + Β(g) → 2 Γ(g).

γ) Τα Α και Β είναι σε στοιχειομετρικές ποσότητες.

δ) Σε 30 min η ταχύτητα της αντίδρασης μηδενίζεται.

Δίνεται η χημική αντίδραση: αΑ(g) + βΒ(g) 🡪 γΓ(g) + δΔ(g) . Κάποια χρονική στιγμή οι ταχύτητες των σωμάτων της αντίδρασης είναι υΑ = 0,1 Μ/sec , υΒ = 0,2 Μ/sec , υΓ = 0,2 Μ/sec και υΔ = 0,4 Μ/sec. Να βρείτε τους συντελεστές της αντίδρασης και τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης. Δίνεται ότι οι συντελεστές μιας αντίδρασης είναι οι μικρότεροι δυνατοί ακέραιοι αριθμοί.

Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Δίνεται η απλή αντίδραση: A(g) → 2B(g) + Γ(g) Κατά τη διάρκεια των 2 πρώτων sec εκλύεται ποσό θερμότητας x kJ, ενώ κατά τη διάρκεια των επόμενων 2 sec εκλύονται y kJ.

α) Η αντίδραση είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη; (μονάδα 1).

β) Να συγκρίνετε τα ποσά θερμότητας που εκλύονται , δικαιολογώντας την απάντησή σας (μ. 1+3)

Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται ισομοριακές ποσότητες των ουσιών Α και Β οι οποίες αντιδρούν σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

C (mol/lit)

t (sec)

0,25

0,5

0,75

50

(1)

(2)

2 Α(g) + B(g) → Γ(g) + 3 Δ(g)

Οι καμπύλες αντίδρασης για δυο από τα συστατικά δίνονται στο διπλανό διάγραμμα.

α) Σε ποιο συστατικό της αντίδρασης αντιστοιχεί κάθε καμπύλη; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

β) Να σχηματιστούν σε ένα διάγραμμα οι καμπύλες αντίδρασης για τα άλλα δύο.

Σε δοχείο σταθερού όγκου V και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγεται ισομοριακό μίγμα των σωμάτων Α και Β, οπότε πραγματοποιείται η χημική αντίδραση:

Α(g) + 2B(g) → 2Γ(g) + 2Δ(g)

**Εξηγήστε** ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες είναι λανθασμένες;.

α) Η συγκέντρωση του Γ αυξάνεται με σταθερό ρυθμό.

β) Η ταχύτητα κατανάλωσης του Β είναι διπλάσια από την ταχύτητα κατανάλωσης του Α.

γ) Στο τέλος της αντίδρασης η συγκέντρωση του Α μηδενίζεται.

δ) Κατά την διάρκεια της αντίδρασης η πίεση στο δοχείο παραμένει σταθερή.

Σε δοχείο σταθερού όγκου V και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγεται ισομοριακό μίγμα των σωμάτων Α και Β, οπότε πραγματοποιείται η χημική αντίδραση:

2Α(g) + Β(s) → 3 Γ(g).

α) Να κάνετε τα διαγράμματα συγκέντρωσης – χρόνου για τα σώματα Α και Γ μέχρι το τέλος της αντίδρασης σε κοινό σύστημα αξόνων.

β) Για πιο από τα αντιδρώντα σώματα η συγκέντρωση του μηδενίζεται στο τέλος της αντίδρασης;

γ) Να εξετάσετε πως μεταβάλλεται η πίεση στο δοχείο κατά την διάρκεια της αντίδρασης.

Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Έστω η αντίδραση: Α(g) + 2Β(g) 🡪 2Γ(g) . Στο παρακάτω διάγραμμα δίνονται οι συγκεντρώσεις των σωμάτων σε συνάρτηση με το χρόνο. Ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες λανθασμένες;

t (sec)

10

C (mol/lit)

(1)

(2)

(3)

C0

2C0

t1

α) Το αρχικό μίγμα των σωμάτων είναι ισομοριακό.

β) Η καμπύλη (1) αντιστοιχεί στο σώμα Γ ενώ η καμπύλη (2) στο σώμα Α.

γ) Τα σώματα Α και Β αντιδρούν με την ίδια ταχύτητα.

δ) Τη χρονική στιγμή t1 η συγκέντρωση του Α είναι 4C0/3.

Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΠΟΛΛΑΠΛΗΣ ΕΠΙΛΟΓΗΣ**

Τα σώματα Α , Β και Γ συμμετέχουν σε μια χημική αντίδραση , της οποίας η μέση ταχύτητα μπορεί να υπολογιστεί ως εξής: υ = - Η εξίσωση της αντίδρασης είναι:

α) Α + Β 🡪 Γ β) 3Α + 2Β 🡪 Γ

γ) Α + 3Β 🡪 2Γ δ) Α + 2Β 🡪 3Γ

Δίνεται η χημική αντίδραση: Α(g) + 2Β(g) 🡪 Γ(g) + 3Δ(g).

Η μέση ταχύτητα της αντίδρασης υπολογίζεται ως εξής:

α) υ = β) υ = - γ) υ = - δ) υ =

Δίνεται η χημική αντίδραση: Α(g) + 2Β(g) 🡪 3Γ(g) . Αν η ταχύτητα σχηματισμού του προϊόντος Γ για ένα χρονικό διάστημα Δt είναι υ = 0,03 mol lit-1 sec-1, τότε η μέση ταχύτητα κατανάλωσης του Β είναι:

α) 0,03 Μ sec-1 β) 0,01 Μ sec-1. γ) 0,02 Μ sec-1 δ) 0,09 Μ sec-1

Σε δοχείο όγκου 1 lit εισάγονται 1 mol αερίου Α και 2 mol αερίου Β, τα οποία αντιδρούν σύμφωνα με την εξίσωση: Α(g) + Β(g) 🡪 Γ(g). Τη χρονική στιγμή t = 5 min μετά την έναρξη της αντίδρασης, η συγκέντρωση του αερίου Β είναι 1 mol.lit-1. Η μέση ταχύτητα της αντίδρασης στο παραπάνω χρονικό διάστημα θα είναι:

α) 1 mol lit-1 min-1 β) 0,2 mol lit-1 sec-1 γ) 2 mol lit-1 min-1 δ) 0,2 mol lit-1 min-1

Το N2O4 μετατρέπεται σε ΝΟ2 σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: N2O4 → 2ΝΟ2 .

Τη χρονική στιγμή t ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του N2O4 είναι x1 , ενώ ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του NO2 είναι x2 . Ο λόγος x1/x2 είναι ίσος με:

α) 2 . β) −2. γ) ½ δ) −½ .

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΣΥΜΠΛΗΡΩΣΗΣ ΚΕΝΟΥ.**

Ενέργεια ενεργοποίησης ονομάζεται η ……………….. ……………, που πρέπει να έχουν τα μόρια, ώστε η σύγκρουση τους να είναι …………………….. Για να αντιδράσουν δυο μόρια πρέπει να συγκρουστούν …………………….., δηλαδή πρέπει να έχουν …………... ……………… και ……………….. ……….......... Σύμφωνα με τη θεωρία της μεταβατικής κατάστασης για να γίνει μια αντίδραση θα πρέπει να σχηματιστεί ένα …………… προϊόν, το οποίο απορροφά την ………..…….. ……………………. και ονομάζεται ………………………..….. ………………………….Η γραφική παράσταση της συγκέντρωσης ενός ………………… ή ……………….. σε συνάρτηση με το ……………… ονομάζεται ……………….. ………………….

Όσο πιο μεγάλη είναι η ενέργεια ενεργοποίησης μιας αντίδρασης, τόσο πιο ……………….. είναι η ταχύτητα της αντίδρασης.Η ταχύτητα μιας αντίδρασης αυξάνεται, όταν αυξάνεται ο αριθμός των …………………συγκρούσεων.

**ΑΣΚΗΣΕΙΣ**

Σε κενό δοχείο όγκου V = 2 lit εισάγονται 4 mol SO2 και 4 mol O2 οπότε και υπό σταθερή θερμοκρασία πραγματοποιείται η αντίδραση: 2SO2(g) + O2(g) → 2SO3(g)

η οποία ολοκληρώνεται σε χρονικό διάστημα 10 min.

α) Να υπολογίσετε τις τελικές ποσότητες σε mol των σωμάτων της αντίδρασης.

β) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης, την ταχύτητα κατανάλωσης του οξυγόνου και την ταχύτητα σχηματισμού του SO3 στο χρονικό διάστημα 0 – 10 min.

γ) Να **εξηγήσετε** πως μεταβάλλεται η πίεση κατά τη διάρκεια της αντίδρασης.

Απ: α) 0 – 2 – 4 mol β) υαντ = υΟ2 = 0,1 Μ/min υ SO3 = 0,2 Μ/min γ) μειώνεται.

Σε δοχείο όγκου 1 lit και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγονται 5 mol αερίου Α και λ mol αερίου Β, οπότε πραγματοποιείται η χημική αντίδραση: Α(g) + 2Β(g) 🡪 2Γ(g) . ΔΗ=-20 Κcal

Αν από την έναρξη της αντίδρασης μέχρι το τέλος της αντίδρασης που διαρκεί 20 sec εκλύονται 80 Κcal, να υπολογίσετε:

α) Τις ποσότητες των σωμάτων τη χρονική στιγμή t = 20 sec.

β) Την αρχική ποσότητα ( λ mol ) του αερίου Β.

γ) Την μέση ταχύτητα της αντίδρασης για το χρονικό διάστημα 0-20 sec.

Απ: 1 mol A 0 mol B 8 mol Γ - 8 mol B - 0,2 mol/lit sec.

Σε δοχείο όγκου 1 lit και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγονται 38,4 gr ισομοριακού μίγματος SΟ2 και Ο2, οπότε πραγματοποιείται η χημική αντίδραση:

2SΟ2(g) + Ο2 (g) 🡪 2SΟ3 (g) .

Μετά από 2 min από την έναρξη της αντίδρασης το δοχείο περιέχει συνολικά 0,7 mol αερίων σωμάτων. Δίνονται: Μr(SΟ2) = 64 , Μr(Ο2) = 32.

α) Να βρεθούν οι συγκεντρώσεις των σωμάτων στο τέλος των 2 min.

β) Ποια είναι η μέση ταχύτητα της αντίδρασης για το χρονικό διάστημα των 2 min.

γ) Ποιος είναι η ρυθμός σχηματισμού του SΟ3 για το χρονικό διάστημα των 2 min.

Απ: α) 0,2 M - 0,3 M - 0,2 M β) 0,05 mol/lit min γ) 0,1 mol/lit min.

Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης 5Α + 2Β → Γ + 4Δ η συγκέντρωση του Α μεταβάλλεται σύμφωνα με το παρακάτω πίνακα:

[A] M 8 6 5 4,3 4

t (sec) 0 10 20 30 40. Να υπολογίσετε:

α) Τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης για τα πρώτα 40 sec της αντίδρασης.

β) Τον ρυθμό μεταβολής της συγκέντρωσης των Α και Γ για το χρονικό διάστημα από τα 20 sec μέχρι τα 40 sec.

Απ: α) υαντ = 0,02 M/sec β) ΔCΑ/Δt = – 0,05 M/sec ΔCΓ/Δt = 0,01 M/sec

**ΠΑΝ 2023.** 0,2 mol αμμωνίας (NH3) διαβιβάζονται σε δοχείο όγκου 0,5 lit και αντιδρούν με περίσσεια οξειδίου του χαλκού (CuO), οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση που παριστάνεται με την εξίσωση (1): 2NH3(g) + 3CuO(s) → N2(g) + 3Cu(s) + 3H2O(g) (1)

Σε χρόνο t = 10 sec έχει διασπαστεί το 20% της ποσότητας αμμωνίας (ΝH3 ). Να προσδιορίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης και τη μέση ταχύτητα κατανάλωσης της αμμωνίας ( NH3 ) στο χρονικό διάστημα των 10 sec. (Μονάδες 4)

Απ: 0,004 M/sec 0,008 M/sec

Σε δοχείο όγκου 2 lit και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγονται 16 gr μίγματος CΟ και Η2, με αναλογία mol 1:2 αντίστοιχα, οπότε πραγματοποιείται η χημική αντίδραση:

CΟ(g) + 3Η2(g) 🡪 CH4(g) + H2O(g) ΔΗ=-50 Κcal.

Αν μετά από 10 min από την έναρξη της αντίδρασης εκλύονται 10 Κcal , να βρείτε:

α) Τις ποσότητες των σωμάτων τη χρονική στιγμή t = 10 min. Δίνονται: Μr(CΟ) = 28 , Μr(H2) =2.

β) Την μέση ταχύτητα της αντίδρασης για το χρονικό διάστημα 10 min.

γ) Αν μετά την πάροδο ακόμα 10 min η αντίδραση φτάνει στο τέλος της , να βρείτε τη θερμότητα που εκλύθηκε τα τελευταία 10 min, καθώς και τη συνολική θερμότητα από την έναρξη της.

Απ: α) 0,3-0,4-0,2-0,2 mol β) 0,01 mol/lit min. γ) 20/3 Κcal – 50/3 Κcal

Υδατικό διάλυμα (Δ1) της ουσίας Α έχει όγκο 300 ml και συγκέντρωση 1 M και υδατικό διάλυμα (Δ2) της ουσίας Β έχει όγκο 200 ml και συγκέντρωση 2 Μ. Αναμιγνύουμε τα δύο διαλύματα οπότε προκύπτει διάλυμα (Δ) όγκου 500 ml και πραγματοποιείται η αντίδραση:

Α(aq) + 2Β(aq) → 2Γ(aq) + Δ(aq)

η οποία ολοκληρώνεται σε χρονικό διάστημα Δt = 2 min.

α) Να βρείτε τις τελικές συγκεντρώσεις των ουσιών.

β) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης στο χρονικό διάστημα 0 – 2 min.

γ) Τη χρονική στιγμή t1 = 1 min η συγκέντρωση της ουσίας Γ είναι 0,7 Μ. Να βρείτε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης στα χρονικά διαστήματα 0 – 1 min και 1 min – 2 min.

Απ: α) 0,2 – 0 – 0,8 – 0,4 Μ β) 0,2 M/min γ) 0,35 M/min , 0,05 M/min

Σε δοχείο σταθερού όγκου V = 10 lit περιέχεται η ουσία Α η οποία αντιδρά σύμφωνα με την απλή αντίδραση: Α(s) → 2Β(g). Στο διάγραμμα δίνεται η συγκέντρωση του Β σε συνάρτηση με το χρόνο. α) Να εξηγήσετε πως μεταβάλλεται η ταχύτητα της αντίδρασης με την πάροδο του χρόνου. β) Πόση είναι η ταχύτητα τη χρονική στιγμή t1= 120 s;

C Μ

t (sec)

0,2

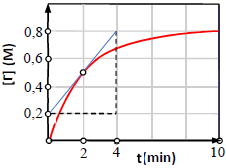
100

0

γ) Να σχεδιάσατε το διάγραμμα της ταχύτητας της αντίδρασης σε συνάρτηση με το χρόνο.

δ) Πόσα mοl της ουσίας Α περιέχονται αρχικά στο δοχείο;

Απ: α) σταθερή β) υ = 0 γ) υ = 0,001 M/sec δ) 1 mol

Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγεται ισομοριακό μίγμα των ενώσεων Α(s) και Β(g), οπότε υπό σταθερή θερμοκρασία πραγματοποιείται η αντίδραση: 2A(s) + B(g) → 2Γ(g) που ολοκληρώνεται τη χρονική στιγμή t = 10 min. Στο διπλανό διάγραμμα παρουσιάζεται η καμπύλη αντίδρασης για το προϊόν Γ.

α) i. Ποια η τιμή της στιγμιαίας ταχύτητας της αντίδρασης τη χρονική στιγμή t = 2 min (σε Μ∙min−1);

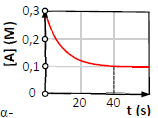
ii. Πως μεταβάλλεται (αυξάνεται, μειώνεται, παραμένει σταθερή) η ταχύτητα της αντίδρασης, από t = 2 min μέχρι t = 10 min; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

β) Ποια η τιμή της μέσης ταχύτητας της αντίδρασης στο χρονικό διάστημα 0-10 min (σε Μ∙min−1);

γ) Να υπολογιστεί η τιμή του λόγου (Ρ2/Ρ1) των τιμών της πίεσης στο δοχείο κατά την έναρξη της αντίδρασης (Ρ1) και μετά την ολοκλήρωσή της (Ρ2).

Απ: α) i. 0,075 Μ∙min−1 β) 0,04 γ) 1,5.

Σε δοχείο σταθερού όγκου V = 2 L εισάγονται 0,6 mol A(g) και x mol B(g) και υπό σταθερή θερμοκρασία Τ διεξάγεται η μονόδρομη αντίδραση: 2A(g) + B(g) → Γ(s) + 2Δ(g), ΔΗ < 0.

Η μεταβολή της [Α(g)] από την έναρξη της αντίδρασης (t = 0) μέχρι την ολοκλήρωσή της (tv = 40 s) εμφανίζεται στο διπλανό γράφημα.

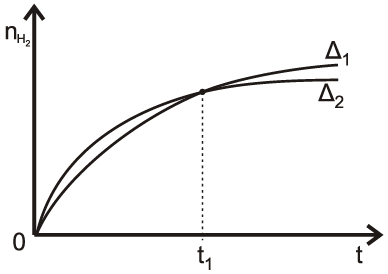
α) Να προσδιοριστεί η αρχική ποσότητα (x mol) του σώματος Β(g).

β) Να υπολογιστεί ο ρυθμός παραγωγής του προϊόντος Δ(g) σε Μ∙s−1 από t = 0 μέχρι tv = 40 s καθώς και η ταχύτητα της αντίδρασης στο ίδιο χρονικό διάστημα, σε Μ∙s−1.

γ) Το χρονικό διάστημα 0 – 20 s εκλύεται ποσό θερμότητας q1 ενώ το χρονικό διάστημα 20-40 s εκλύεται ποσό θερμότητας q2. Να συγκρίνετε τα ποσά θερμότητας q1 και q2 . Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Απ: α) x = 0,2 mol β) υΔ = 0,005– 0,0025 Μ∙s−1 γ) q1 > q2.

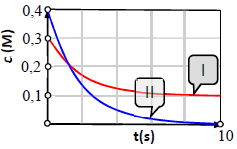
Δίνεται η αντίδραση: Zn(s) + 2HCl(aq) → ZnCl2(aq) + H2(g).

Σε 0,8 L διαλύματος HCl 0,3 Μ (Δ1) προσθέτουμε περίσσεια Zn. Σε 0,4 L διαλύματος HCl 0,5 Μ (Δ2) προσθέτουμε περίσσεια Zn. Η ποσότητα H2 που παράγεται αποδίδεται στα δύο παρακάτω διαγράμματα. Ο λόγος των μέσων ταχυτήτων, U1 / U2 , στο χρονικό διάστημα 0 έως t1 είναι ίσος με:

i) 1:1 ii) 1:2 iii) 2:1

α) Να επιλέξετε το σωστό. (μονάδα 1) β) Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας. (μονάδες 4)

Απ: σωστό το ii

Τα σώματα Α(g) και Β(g) εισάγονται σε δοχείο όγκου V και πραγματοποιείται, από t = 0 μέχρι tv = 10 s, η αντίδραση: 2Α(g) + B(g) → 2Γ(g) + 3Δ(g). Oι καμπύλες Ι και ΙΙ που ακολουθούν αντιστοιχούν σε δύο από τα συστατικά της.

α) Σε ποια συστατικά της αντίδρασης αντιστοιχούν οι καμπύλες Ι και ΙΙ. Ποιο από τα δύο αντιδρώντα συστατικά είναι σε περίσσεια, το Α(g) ή το Β(g);

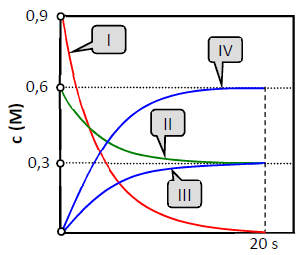
β) Να σχεδιάσετε τις καμπύλες για τα άλλα δύο συστατικά της αντίδρασης.

γ) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης από t = 0 μέχρι tv = 10 sec.

δ) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα κατανάλωσης των Α(g) και Β(g) καθώς και την ταχύτητα σχηματισμού των Γ(g) και Δ(g) από t = 0 μέχρι tv = 10 sec.

ε) Ποια η στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης για t = 10 sec;

Απ: α) το Β β) γ) 0,02 Μ∙sec−1 δ) υΑ = υΓ = 0,04 υΒ = 0,02 υΔ = 0,06 M/sec ε) υ = 0.

Οι γραφικές παραστάσεις των συγκεντρώσεων (σε Μ) των σωμάτων που συμμετέχουν στην αντίδραση: Α(g) + 3B(g) → 2Γ(g) + Δ(g),

σε συνάρτηση με το χρόνο (σε s), φαίνονται στις διπλανές τέσσερις καμπύλες (Ι, ΙΙ, ΙΙΙ και ΙV).

α) Ποια από τις καμπύλες αυτές αντιστοιχεί στην ουσία Α, ποια στη B, ποια στη Γ και ποια στη Δ;

Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

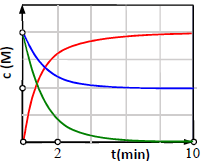
β) Να προσδιοριστούν οι συγκεντρώσεις όλων των σωμάτων την χρονική στιγμή κατά την οποία η συγκέντρωση του Α είναι ίση με αυτήν του Γ.

γ) Ποια είναι η μέση ταχύτητα της αντίδρασης για τα πρώτα 20 s;

δ) Ποιες είναι οι τιμές των ρυθμών μείωσης των συγκεντρώσεων για τις ενώσεις Α και B και ποιες οι τιμές των ρυθμών αύξησης των συγκεντρώσεων των Γ και Δ στα πρώτα 20 s;

ε) Ποια είναι η ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή t = 20 s;

Απ: γ) 0,015 M/sec δ) υΑ = υΔ = 0,015 υΒ = 0,045 υΓ = 0,03 M/sec ε) υ = 0

Σε δοχείο σταθερού όγκου V εισάγονται ποσότητες των ενώσεων A(g) και B(g) και διεξάγεται υπό σταθερή θερμοκρασία η αντίδραση: A(g) + μB(g) →λΓ(g) + Δ(s) Οι μεταβολές των συγκεντρώσεων για τρία από τα 4 σώματα που σχετίζονται με την αντίδραση δίνονται στο διπλανό γράφημα.

α) Να προσδιοριστούν οι τιμές των ακέραιων συντελεστών μ και λ. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

β) Να εξηγήσετε αν η πίεση κατά τη διάρκεια της αντίδρασης αυξάνεται, μειώνεται ή μένει σταθερή.

γ) Κατά τη διάρκεια των δύο πρώτων λεπτών της αντίδρασης εκλύεται ποσό θερμότητας ίσο με α kJ, ενώ τα επόμενα 2 λεπτά εκλύεται ποσό θερμότητας ίσο με β kJ. Να συγκρίνετε την τιμή α με την τιμή β (μεγαλύτερη, μικρότερη, ίση).

Απ: α) μ = λ = 2 β) α > β

Σε κενό δοχείο εισάγονται ορισμένες ποσότητες από τα σώματα A και B οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση: A(g) + 3B(g) → Γ(g) + 2Δ(g) Οι μεταβολές των συγκεντρώσεων για δυο από τα 4 σώματα που σχετίζονται με την αντίδραση δίνονται στο διπλανό διάγραμμα.

t (sec)

100

C (Μ)

(1)

(2)

0,4

0,6

0

0,2

α) Σε ποιο σώμα αντιστοιχεί η κάθε καμπύλη;

β) Να γίνουν τα διαγράμματα για τα άλλα δυο σώματα της αντίδρασης κάνοντας το σχετικό πινακάκι.

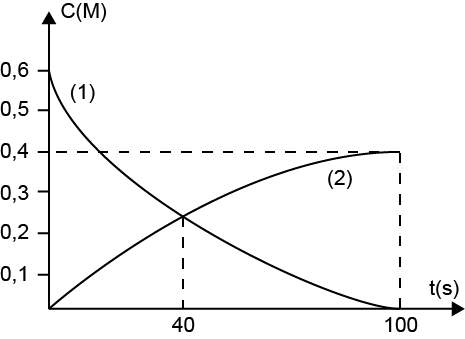
γ) Ποια η μέση ταχύτητα της αντίδρασης στο χρονικό διάστημα 0 ως 100 s;

δ) Ποια είναι η τελική τιμή της πίεσης στο δοχείο τη χρονική στιγμή t = 100 sec. Τ = 500 Κ.

Απ: γ) 0,002 M/sec δ) 32,8 atm

Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται ισομοριακές ποσότητες Ν2 και Η2 οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση: Ν2(g) + 3Η2(g) → 2ΝΗ3(g)

Στο διπλανό διάγραμμα παριστάνονται οι καμπύλες αντίδρασης δύο αερίων σωμάτων.

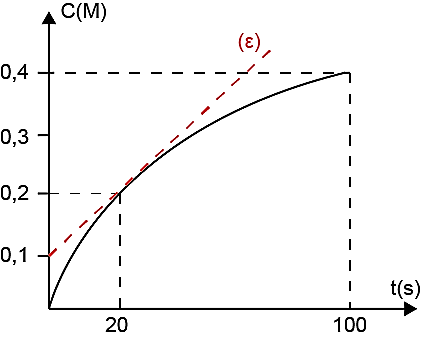
α) Σε ποιο αέριο αντιστοιχεί η κάθε καμπύλη; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

β) Να σχεδιάσετε την καμπύλη αντίδρασης για το τρίτο αέριο σώμα.

γ) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης καθώς και την μέση ταχύτητα παραγωγής ΝΗ3 στο χρονικό διάστημα 0 – 100 sec.

δ) Να βρείτε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης στο χρονικό διάστημα 0 – 40 sec.

Απ: γ) 0,002 M/sec 0,004 M/sec δ) 0,003 M/sec

**** Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγεται ποσότητα αερίου Α το οποίο διασπάται σύμφωνα με την εξίσωση: Α(g) → 2Β(g)

Στο διπλανό σχήμα παριστάνεται η καμπύλη για ένα αέριο της αντίδρασης. Η διακεκομμένη ευθεία (ε) είναι η εφαπτομένη της καμπύλης τη χρονική στιγμή t1 = 20 sec.

Τη χρονική στιγμή t = 100 sec ολοκληρώνεται η αντίδραση.

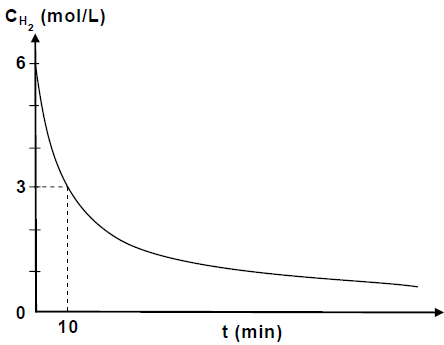
α) Σε ποιο αέριο αντιστοιχεί η καμπύλη του σχήματος;

β) Ποια είναι η αρχική συγκέντρωση του αερίου Α;

γ) Να βρείτε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης στο χρονικό διάστημα 0 – 100 sec.

δ) Να βρείτε τη στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης της χρονική στιγμή t1 = 20 sec.

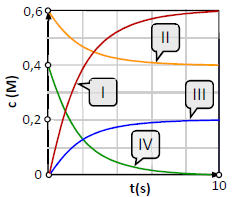
Απ: β) 0,2 Μ γ) 0,002 M/sec δ) 0,0025 M/sec

**** Δίνεται η αντίδραση N2(g) + 3H2(g) → 2NH3(g). Σε δοχείο σταθερού όγκου και υπό σταθερή θερμοκρασία εισάγονται ισομοριακές ποσότητες N2 & H2. Η διπλανή γραφική παράσταση απεικονίζει τη συγκέντρωση του Η2(g), σε συνάρτηση με τον χρόνο, (t), κατά τη διάρκεια της αντίδρασης. α) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης για το χρονικό διάστημα 0 έως 10 min.

β) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του Ν2 και της ΝΗ3(g) τη χρονική στιγμή t1 = 10 min.

γ) Τη χρονική στιγμή t2 = 25 min η συγκέντρωση του Ν2 και της ΝΗ3 γίνονται ίσες. Να υπολογίσετε την μέση ταχύτητα της αντίδρασης για το χρονικό διάστημα 0 έως 25 min.

Απ: α) 0,1 Μ / min β) 5 Μ &2 Μ γ) 0,08 Μ / min

**** Στο διπλανό διάγραμμα εμφανίζονται οι καμπύλες αντίδρασης για τα αντιδρώντα και τα προϊόντα της αντίδρασης: Α(g) + 2Β(g) → xΓ(g) + Δ(g).

α) i. Να προσδιορίσετε την τιμή του x (συντελεστής του προϊόντος Γ. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

ii. Αν ο όγκος του δοχείου είναι V = 1 L να κατασκευάσετε τον πίνακα της αντίδρασης, με τις αρχικές ποσότητες, τις ποσότητες που αντιδρούν και παράγονται καθώς και τις τελικές ποσότητες σε mol. β) Να υπολογίσετε το μέσο ρυθμό μεταβολής της συγκέντρωσης του B καθώς και τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης 0 - 10 sec.

γ) Τη χρονική στιγμή t1 = 1 s η ποσότητα του συστατικού Β στο δοχείο αντίδρασης βρέθηκε ίση με την ποσότητα του Γ. Ποια η μέση ταχύτητα της αντίδρασης από t0 = 0 ως t1 = 1 sec;

Ποιες οι ποσότητες σε mol των άλλων σωμάτων εκείνη τη στιγμή;

Απ: α) x = 3 β) ΔCΒ/Δt = - 0,04 Μ/s & υαντ = 0,02 Μ/s γ) υαντ = 0,08 Μ/s 0,52 - 0,24 - 0,08 mol

**3.2. Παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα μιας αντίδρασης.**

1) η συγκέντρωση των αντιδρώντων

2) η πίεση, με την προϋπόθεση ότι ένα τουλάχιστον απ΄ τα αντιδρώντα σώματα είναι αέριο

3) η επιφάνεια επαφής των στερεών

4) η θερμοκρασία

5) οι ακτινοβολίες

6) οι καταλύτες.

**1) Συγκέντρωση:**

**Αύξηση της συγκέντρωσης** συνεπάγεται αύξηση του αριθμού των αποτελεσματικών συγκρούσεων, δηλαδή **αύξηση της ταχύτητας της αντίδρασης.**

Είναι προφανές ότι η **αρχική ταχύτητα** της αντίδρασης προοδευτικά **ελαττώνεται**, αφού, **όσο προχωράει η αντίδραση**, ελαττώνεται η συγκέντρωση των αντιδρώντων.

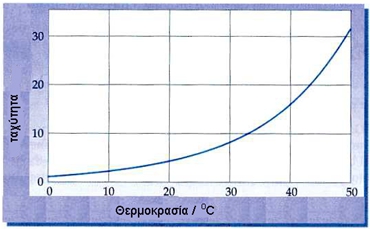
Τα τυχόν **στερεά** **αντιδρώντα** σώματα δεν είναι ομογενώς διεσπαρμένα και αντιδρούν μόνο μέσω της επιφανείας τους. Επομένως, η ταχύτητα δεν εξαρτάται από την ποσότητά τους.

**2) Πίεση:**

Η πίεση επηρεάζει την ταχύτητα της αντίδρασης, **μόνο εφ’ όσον** μεταξύ των αντιδρώντων υπάρχουν **αέρια**. Γενικά **αύξηση της πίεσης** με ελάττωση του όγκου του δοχείου, προκαλεί **αύξηση της ταχύτητας** της αντίδρασης, καθώς αυξάνεται η συγκέντρωση των αντιδρώντων ( ίδιος αριθμός mol αερίου σε μικρότερο όγκο).

**3) Επιφάνεια επαφής στερεών:**

Η **αύξηση της επιφάνειας επαφής** ενός στερεού προκαλεί **αύξηση της ταχύτητας**, καθώς μ΄ αυτό τον τρόπο μεγαλώνει ο αριθμός των ενεργών συγκρούσεων των αντιδρώντων. Γι’ αυτό φροντίζουμε τα στερεά που συμμετέχουν σε αντιδράσεις να είναι σε λεπτό διαμερισμό, δηλαδή σε σκόνη. Έτσι, εξηγείται γιατί ένα φάρμακό δρα πιο αργά όταν είναι σε μορφή ταμπλέτας, απ’ ότι αν είναι σε μορφή σκόνης.

**4) Θερμοκρασία:**Η ταχύτητα μιας αντίδρασης αυξάνεται γενικώς, με την αύξηση της θερμοκρασίας. Σε πολλές περιπτώσεις μάλιστα, αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10 °C προκαλεί διπλασιασμό στην ταχύτητα της αντίδρασης.

Αυτό συμβαίνει επειδή η αύξηση της θερμοκρασίας προκαλεί αύξηση της μέσης κινητικής ενέργειας των αντιδρώντων μορίων με συνέπεια να αυξάνει ο αριθμός των αποτελεσματικών συγκρούσεων.

Οι ταχύτητες όλων των αντιδράσεων, **εξώθερμων ή ενδόθερμων,** αυξάνονται με την αύξηση της θερμοκρασίας.

**5) Ακτινοβολίες:**

Ορισμένες χημικές αντιδράσεις επηρεάζονται από την επίδραση ακτινοβολιών. Οι ακτινοβολίες στις περιπτώσεις αυτές προκαλούν **μοριακές μεταβολές** στα αντιδρώντα, με αποτέλεσμα **να αλλάζει ο μηχανισμός της αντίδρασης**, οπότε **αυξάνεται η ταχύτητα** της αντίδρασης.

**6) Καταλύτες:**

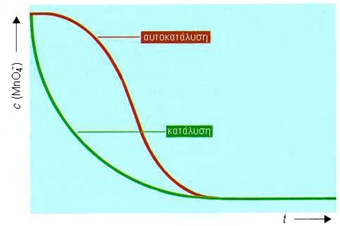
Η ταχύτητα πολλών χημικών αντιδράσεων αυξάνεται με την προσθήκη μικρών ποσοτήτων ορισμένων ουσιών, οι οποίες τελικά δεν αλλοιώνονται και ονομάζονται καταλύτες. Αυτό βέβαια δεν αποκλείει ότι ο καταλύτης παθαίνει κάποια χημική μεταβολή σε ένα στάδιο της αντίδρασης. Όμως, σε κάποιο άλλο βήμα της αντίδρασης ο καταλύτης ανακτάται. Ο καταλύτης δηλαδή επεμβαίνει στο μηχανισμό της αντίδρασης, χωρίς να καταναλώνεται, προσφέροντας ένα ευκολότερο δρόμο για την αντίδραση.

**Α) Ομογενής κατάλυση:** Όταν ο καταλύτης και το καταλυόμενο σύστημα, δηλαδή τα αντιδρώντα σώματα, βρίσκονται στην ίδια φάση, η κατάλυση ονομάζεται ομογενής.

CO(g) + ½ O2(g)  CO2(g)

**Β) Ετερογενής κατάλυση:** H κατάλυση ονομάζεται ετερογενής όταν σε άλλη φάση βρίσκονται τα αντιδρώντα σώματα και σε άλλη ο καταλύτης.

Ν2(g) + 3Η2(g)  2NH3(g)

**Γ) Αυτοκατάλυση:** ένα από τα προϊόντα μιας αντίδρασης να δρα ως καταλύτης αυτής της αντίδρασης. 2KMnO4 + 5(COOH)2 +3H2SO4 → K2SO4 + 2MnSO4 +10CO2 +8H2Ο

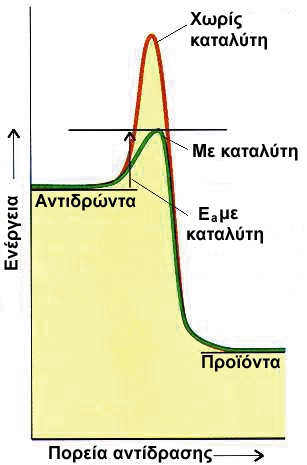
Στην παραπάνω αντίδραση, ο αποχρωματισμός του διαλύματος γίνεται στην αρχή πολύ αργά (το MnO4- είναι ροδόχρωμο). Μόλις όμως σχηματιστεί το Mn2+, που δρα ως καταλύτης, ο αποχρωματισμός επιταχύνεται.

Άλλο παράδειγμα **αυτοκατάλυσης** είναι η οξείδωση ενός σιδερένιου αντικειμένου, η οποία επιταχύνεται από το ίδιο το προϊόν της, δηλαδή, τη σκουριά (Fe2O3.xH2O) και που τελικά οδηγεί στην πλήρη μετατροπή του μετάλλου σε οξείδιο (διάβρωση), αν δεν ληφθούν τα κατάλληλα μέτρα προστασίας.

**Δηλητήρια καταλυτών:** η δράση των καταλυτών μπορεί να ανασταλεί από την παρουσία ορισμένων ουσιών, Τέτοια δράση δείχνουν το HCN, το H2S και ορισμένα βαρέα μέταλλα, όπως είναι ο Pb και ο Hg.

Στις **αμφίδρομες αντιδράσεις**, ο καταλύτης αυξάνει την ταχύτητα της αντίδρασης και προς τις δύο κατευθύνσεις.

**Ερμηνεία της δράσης του καταλύτη**

Ο καταλύτης αυξάνει την ταχύτητα μιας αντίδρασης, καθώς δημιουργεί μια νέα πορεία για την πραγματοποίηση της αντίδρασης, που έχει μικρότερη ενέργεια ενεργοποίησης, όπως φαίνεται στο σχήμα . Κατ’ αυτό τον τρόπο στην ίδια θερμοκρασία περισσότερα μόρια μπορούν να ξεπεράσουν το φράγμα της ενέργειας ενεργοποίησης. Έτσι, ο αριθμός των αποτελεσματικών συγκρούσεων γίνεται μεγαλύτερος και συνεπώς η ταχύτητα αυξάνεται.

Να παρατηρήσουμε ότι δεν υπάρχουν **αρνητικοί καταλύτες.**

**ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΤΗ ΔΡΑΣΗ ΤΩΝ ΚΑΤΑΛΥΤΩΝ**

**1) Θεωρία των ενδιάμεσων προϊόντων.**

Σύμφωνα με τη θεωρία των ενδιάμεσων προϊόντων, η αντίδραση:

Α + Β → ΑΒ (αργή αντίδραση) ακολουθεί ένα μηχανισμό δύο βημάτων (σταδίων):

**1ο στάδιο:** Α + Κ → ΑΚ (γρήγορη αντίδραση) και

**2ο στάδιο:** ΑΚ + Β → ΑΒ + Κ (γρήγορη αντίδραση)

όπου, Κ είναι ο καταλύτης. Παρατηρούμε δηλαδή ότι ο καταλύτης καταναλώνεται στο πρώτο στάδιο για να σχηματίσει ένα ενδιάμεσο προϊόν και αναγεννιέται στο δεύτερο. Συνεπώς, μόνο μια μικρή ποσότητα καταλύτη είναι απαραίτητη για τη δράση αυτή.

**2)** **Θεωρία της προσρόφησης.**

H θεωρία της προσρόφησης μπορεί να ερμηνεύσει με ικανοποιητικό τρόπο την **ετερογενή** **κατάλυση**. Σύμφωνα με τη θεωρία αυτή τα αντιδρώντα μόρια (αέρια ή υγρά) προσροφώνται στην επιφάνεια του στερεού καταλύτη, οποίος είναι σε λεπτόκοκκο ή σπογγώδη μορφή. Κάτω από της συνθήκες αυτές οι δεσμοί των μορίων εξασθενίζουν ή ακόμα διασπώνται, οπότε υποβοηθείται η αντίδραση. Να παρατηρήσουμε ότι η καταλυτική δράση δεν εκτείνεται σε όλα τα σημεία του καταλύτη, αλλά σε ένα σχετικά πολύ μικρό αριθμό σημείων, που ονομάζονται **ενεργά κέντρα** του καταλύτη.

**ΕΝΖΥΜΑ**: Τα ιδιαίτερα χαρακτηριστικά που έχουν τα **ένζυμα** είναι:

- Πολύπλοκη δομή. Τα περισσότερα είναι πρωτεϊνικής φύσης, με υψηλά Μr,

- πολύ εξειδικευμένη δράση.

- η δράση τους επηρεάζεται από τη θερμοκρασία και την τιμή του pH.

- Τα ένζυμα είναι πολύ πιο αποτελεσματικά από τους μη βιοχημικούς καταλύτες.

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΠΟΛΛΑΠΛΗΣ ΕΠΙΛΟΓΗΣ**

Η αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει την ταχύτητα της αντίδρασης επειδή:

α) η συχνότητα των συγκρούσεων των μορίων μεγαλώνει.

β) οι συγκρούσεις των μορίων είναι πιο βίαιες.

γ) μεγαλύτερο ποσοστό μορίων έχει την ελάχιστη ενέργεια, ώστε να δώσει αποτελεσματικές συγκρούσεις.

δ) οι δεσμοί των μορίων χαλαρώνουν.

Αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10 °C θεωρούμε ότι διπλασιάζει την ταχύτητα της αντίδρασης:

A(g) → B(g)+ Γ(g) . Αν σε θερμοκρασία 40 °C η αρχική ταχύτητα είναι υ, σε θερμοκρασία 80 °C και για σταθερή συγκέντρωση του Α η ταχύτητα θα είναι:

α) 8υ β) 16υ γ) 4υ δ) 80υ

Η ταχύτητα της αντίδρασης που περιγράφεται από τη χημική εξίσωση: Α(s) + 2Β(g) → Γ(g) αυξάνει όταν:

α) αυξηθεί η συγκέντρωση του Α. β) ελαττωθεί η συγκέντρωση του Β.

γ) ελαττωθεί η συγκέντρωση του Γ. δ) αυξηθεί η θερμοκρασία.

Για τη χημική αντίδραση δίνεται το διάγραμμα συγκέντρωσης-χρόνου: Α(g) + 2Β(s) → Γ(g)

α) Σε ποιο από τα σώματα της αντίδρασης αντιστοιχεί η καμπύλη (2);

C mol/lit

t sec

1

2

3

β) Ποια από τις καμπύλες (1) ή (3) αντιστοιχεί στο ίδιο σώμα, αν η αντίδραση πραγματοποιηθεί παρουσία καταλύτη;

Να δικαιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

Η αύξηση της ταχύτητας μιας χημικής αντίδρασης όταν αυξάνεται η θερμοκρασία του συστήματος οφείλεται:

α) στη μείωση της ενέργειας ενεργοποίησης.

β) στην αύξηση της κινητικής ενέργειας του συστήματος.

γ) στην αύξηση της μέσης κινητικής ενέργειας των αντιδρώντων μορίων.

δ) στη μείωση της ενέργειας των δεσμών των αντιδρώντων μορίων.

Η ταχύτητα της χημικής αντίδρασης μεταξύ ενός υγρού και ενός στερεού σώματος:

α) αυξάνεται όταν αυξηθεί η πίεση. β) αυξάνεται όταν αυξηθεί η επιφάνεια του στερεού.

γ) μειώνεται όταν αυξηθεί η θερμοκρασία . δ) αυξάνεται όταν μειωθεί η επιφάνεια του στερεού.

Η ταχύτητα της αντίδρασης C(s) + CO2(g) → CO(g) δεν επηρεάζεται από:

α) τη συγκέντρωση του CO. β) τον αριθμό των κόκκων που περιέχονται σε κάθε 1 gr C.

γ) τη θερμοκρασία του συστήματος. δ) την ολική πίεση των αερίων.

Διαπιστώθηκε ότι κατά τη διάρκεια μιας αντίδρασης η ταχύτητα της ελαττώνεται. Αυτό μπορεί να οφείλεται:

α) στην αύξηση της θερμοκρασίας του συστήματος.

β) στην ελάττωση της συγκέντρωσης των αντιδρώντων.

γ) στην αύξηση της σταθεράς της ταχύτητας της αντίδρασης.

δ) στην αύξηση της συγκέντρωσης των προϊόντων.

Στην καμπύλη Χ του ακόλουθου γραφήματος παριστάνεται ο όγκος του οξυγόνου (Ο2), ο οποίος εκλύεται κατά τη διάρκεια της καταλυτικής αποσύνθεσης διαλύματος υπεροξειδίου του υδρογόνου 1 Μ σε συνάρτηση με τον χρόνο.

Η αντίδραση είναι: 2Η2Ο2(aq)  Ο2(g) + 2Η2Ο(ℓ)

Να εξηγήσετε με ποια από τις παρακάτω μεταβολές παράγεται η καμπύλη Υ.

α) Προσθήκη Η2Ο.

β) Προσθήκη διαλύματος Η2Ο2 0,1Μ.

γ) Χρήση διαφορετικού καταλύτη (καταλύτης ii)

δ) Ελάττωση της θερμοκρασίας.

Το κλάσμα των μορίων μιας χημικής ουσίας Α, τα οποία διαθέτουν την απαιτούμενη ενέργεια Εα για την πραγματοποίηση της αντίδρασης Α + Β → Γ , είναι λ. Με την προσθήκη καταλύτη Κ ο ρυθμός των αποτελεσματικών συγκρούσεων μεταξύ των αντιδρώντων μορίων αυξάνεται. Η αύξηση αυτή οφείλεται:

α) στη σύγχρονη αύξηση του λ και του Εα.

β) στη μείωση του Εα η οποία έχει σαν αποτέλεσμα την αύξηση του λ.

γ) στην αύξηση της ενθαλπίας της αντίδρασης. δ) στη ταυτόχρονη μείωση των λ και Εα.

Οι καταλύτες αυξάνουν την ταχύτητα μιας αντίδρασης, επειδή:

α) αυξάνουν την ενέργεια ενεργοποίησης. β) αυξάνουν την απόδοση της αντίδρασης.

γ) μειώνουν την ενέργεια ενεργοποίησης.

δ) μειώνουν τον αριθμό των αποτελεσματικών συγκρούσεων των μορίων.

Ποια από τις παρακάτω προτάσεις εξηγεί σωστά τη δράση ενός καταλύτη;

α) Αυξάνει την απόδοση της αντίδρασης.

β) Αυξάνει την κινητική ενέργεια των μορίων των αντιδρώντων.

γ) Δίνει έναν άλλο μηχανισμό στην αντίδραση.

δ) Παρεμποδίζει την αμφίδρομη αντίδραση.

Για την καταστροφή του όζοντος στη στρατόσφαιρα έχει προταθεί ο παρακάτω μηχανισμός:

O3 + Cl• → ClO• + O2

ClO• + O3 → Cl• + 2O2

Με βάση τον παραπάνω μηχανισμό προκύπτει ότι:

α) Η συνολική εξίσωση της αντίδρασης είναι: 3O2 → 2O3.

β) Το O2 είναι ο καταλύτης της αντίδρασης.

γ) Τα άτομα χλωρίου (Cl•) είναι ο καταλύτης της αντίδρασης.

δ) Ο αριθμός των mol του O2 που παράγονται είναι ίσος με τον αριθμό των mol του O3 που καταναλώνονται.

Όταν ένας καταλύτης προστεθεί σε μία χημική αντίδραση που παριστάνεται από το ενεργειακό διάγραμμα που ακολουθεί, ποιο ή ποια από τα μεγέθη 1, 2 ή 3 θα μεταβληθούν;

2

1

3

Αντιδρώντα

Προϊόντα

Πορεία αντίδρασης

Ε

α) Το 1 και το 2 β) Το 1 και το 3

γ) Το 2 και το 3 δ) Το 1, το 2 και το 3

Σε μία ανοικτή φιάλη γίνεται η αντίδραση: Α(aq) + B(s) → Γ(aq) + Δ(aq)

Ποιος από τους παράγοντες που ακολουθούν **δεν** επηρεάζει την ταχύτητα της αντίδρασης;

α) Η συγκέντρωση του Α(aq) β) Η εξωτερική πίεση

γ) Το μέγεθος των κόκκων του Β(s) δ) Η θερμοκρασία

Το οξαλικό οξύ, (COOH)2, οξειδώνεται προς CO2 από όξινο διάλυμα ΚΜnO4 στους 70 οC. Όταν λίγες σταγόνες του όξινου διαλύματος ΚΜnO4 προστεθούν σε θερμό διάλυμα (COOH)2, παρέρχονται λίγα δευτερόλεπτα πριν το ιώδες διάλυμα του ΚΜnO4 αποχρωματιστεί. Στη συνέχεια προσθέτουμε λίγες ακόμη σταγόνες διαλύματος ΚΜnO4, οπότε το ιώδες χρώμα του εξαφανίζεται αμέσως. Με βάση τα παραπάνω, ποια από τις ακόλουθες προτάσεις είναι ορθή;

α) Το οξαλικό οξύ είναι ασθενές διπρωτικό οξύ. β) Η αντίδραση αυτοκαταλύεται από τα Mn2+.

γ) Η αντίδραση επιβραδύνεται από το εκλυόμενο CO2. δ) το οξαλικό οξύ είναι σε περίσσεια.

Η μεταβολή της μάζας ενός καταλύτη σε συνάρτηση με το χρόνο , όταν πραγματοποιείται μια χημική αντίδραση, δίνεται από το διάγραμμα:

m

t

m

t

m

t

m

t

α

β

γ

δ

Ποιος από τους παρακάτω παράγοντες **δεν** επηρεάζει την ταχύτητα μιας αντίδρασης:

α) η συγκέντρωση των αντιδρώντων σωμάτων β) η συγκέντρωση των προϊόντων

γ) η θερμοκρασία του συστήματος δ) η φύση των αντιδρώντων σωμάτων.

Σε ένα πείραμα ποσότητα ρινισμάτων Mg(s) αντιδρά με περίσσεια διαλύματος ΗCl(aq) 1 M σύμφωνα με την εξίσωση: Μg(s) + 2HCl(aq) → MgCl2(aq) + Η2(g).

Σε ένα άλλο πείραμα η ίδια ποσότητα των ίδιων ρινισμάτων Mg(s) αντιδρά με περίσσεια διαλύματος ΗCl(aq) 2 M, στην ίδια θερμοκρασία. Αν στο πρώτο πείραμα ο εκλυόμενος όγκος του Η2(g) σε συνάρτηση με το χρόνο δίνεται από την καμπύλη (1) στο διπλανό σχήμα, ποια καμπύλη θα αποδίδει τον εκλυόμενο όγκος του Η2(g) σε συνάρτηση με το χρόνο στην περίπτωση του δεύτερου πειράματος;

α) Η καμπύλη (2) β) Η καμπύλη (3) γ) Η καμπύλη (4) δ) Η καμπύλη (5)

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΣΩΣΤΟΥ-ΛΑΘΟΥΣ ΜΕ ΑΙΤΙΟΛΟΓΗΣΗ**

Οι καταλύτες είναι σώματα που αυξάνουν την κινητική ενέργεια των αντιδρώντων μορίων.

Με τη χρήση καταλύτη σε μια εξώθερμη αντίδραση εκλύεται μεγαλύτερο ποσό θερμότητας.

Η αύξηση της θερμοκρασίας μειώνει την ταχύτητα μιας ενδόθερμη αντίδρασης.

Με τη χρήση καταλύτη αυξάνεται η απόδοση μιας αντίδρασης.

Με τη χρήση καταλύτη μειώνεται η ενέργεια ενεργοποίησης μιας αντίδρασης.

Η ταχύτητα μιας αντίδρασης αυξάνεται με την πάροδο του χρόνου.

H παρουσία καταλύτη σε μία αντίδραση αυξάνει την ενέργεια ενεργοποίησής της.

Ο καταλύτης μεταβάλλει τον μηχανισμό της αντίδρασης , προσφέροντας ένα δρόμο πραγματοποίησης της που έχει μικρότερη ενέργεια ενεργοποίησης.

Ορισμένα σημεία του καταλύτη εμφανίζουν έντονη καταλυτική δράση και ονομάζονται ενεργά κέντρα του καταλύτη ( θεωρία της προσρόφησης ).

Όταν ένα από τα αντιδρώντα σώματα είναι στερεό και προστεθεί σε μορφή σκόνης , η ταχύτητα της αντίδρασης αυξάνεται.

Η αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει την ταχύτητα μιας οποιασδήποτε αντίδρασης , διότι μειώνει την ενέργεια ενεργοποίησης της αντίδρασης.

Η αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει την ταχύτητα και στις εξώθερμες και στις ενδόθερμες αντιδράσεις.

Σκόνη ψευδαργύρου που ζυγίζει 20 gr αντιδρά με περίσσεια διαλύματος HCl ταχύτερα από ότι σύρμα ψευδαργύρου που ζυγίζει 20 gr.

Αυτοκατάλυση είναι το φαινόμενο κατά το οποίο , ένα από τα αντιδρώντα μιας χημικής αντίδρασης δρα ως καταλύτης.

Δίνεται η χημική εξίσωση της αντίδρασης: Fe(s) + 2HCℓ(aq) → FeCℓ2(aq) + H2(g).

Να χαρακτηρίσετε τις παρακάτω προτάσεις ως Σωστές ή Λανθασμένες.

α) Η αύξηση της συγκέντρωσης του διαλύματος HCℓ(aq) μειώνει την ταχύτητα της αντίδρασης.

β) Η ταχύτητα της αντίδρασης είναι μεγαλύτερη, όταν ο σίδηρος Fe(s) έχει τη μορφή σκόνης από όταν ο σίδηρος έχει τη μορφή σύρματος.

γ) Όταν αυξάνεται η πίεση υπό την οποία πραγματοποιείται η αντίδραση και η θερμοκρασία παραμένει σταθερή, τότε αυξάνεται η ταχύτητα της αντίδρασης.

Να δικαιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΣΥΜΠΛΗΡΩΣΗΣ ΚΕΝΟΥ.**

Δίνεται η χημική αντίδραση: Mg(s) + 2HCℓ(aq) 🡪 MgCℓ2(aq) + Η2(g).

Αν αραιώσουμε το διάλυμα του HCl πριν προσθέσουμε το Mg , τότε ………………. η συγκέντρωση του διαλύματος του HCl , οπότε …………………… ο αριθμός των αποτελεσματικών συγκρούσεων , με αποτέλεσμα να …………………… και η ταχύτητα της αντίδρασης.

Αν αυξήσουμε την πίεση , τότε η ταχύτητα της αντίδρασης ……………… ……………….. , διότι στα αντιδρώντα δεν περιέχεται κανένα …………………

Η αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει την ταχύτητα μιας αντίδρασης ,διότι ……………… ο αριθμός των μορίων που έχουν ενέργεια …………………. της ενέργειας …………….. , με αποτέλεσμα να αυξάνεται ο αριθμός των ………………...... συγκρούσεων.

Η σύνθεση της ΝΗ3(g) από Ν2(g) και Η2 (g) παρουσία καταλύτη Fe(s) είναι μια περίπτωση ………………………. κατάλυσης.

Η οξείδωση του CO(g) από O2(g) παρουσία καταλύτη Η2O(g) είναι μια περίπτωση ………………………. κατάλυσης.

Αυτοκατάλυση έχουμε , όταν ένα από τα ………………… της αντίδρασης δρα ως καταλύτης αυτής της αντίδρασης.

Ο καταλύτης ………………… την ταχύτητα μιας αντίδρασης , διότι δημιουργεί μια νέα πορεία για την πραγματοποίηση της αντίδρασης , που έχει ………………….... ενέργεια ενεργοποίησης.

Έτσι ………………… μόρια μπορούν να ξεπεράσουν το …………….. της ενέργειας ενεργοποίησης.

Η ερμηνεία της καταλυτικής δράσης του Νi (s) στην παρακάτω αντίδραση:

C2H4(g) + H2(g) 🡪 C2H6(g) , γίνεται με βάση την θεωρία της …………………………………

Τα ένζυμα εμφανίζουν τα παρακάτω χαρακτηριστικά:

α) έχουν ………………… δομή.

β) έχουν πολύ ……………………… δράση.

γ) η δράση τους επηρεάζεται από την ………………………….… και την τιμή του ………………..

δ) έχουν πολύ πιο ………………… δράση , από τους μη βιοχημικούς καταλύτες.

Η ταχύτητα ορισμένων αντιδράσεων …………………….. με την επίδραση ακτινοβολιών. Αυτό οφείλεται στο γεγονός ότι αλλάζει ο ……………………… της αντίδρασης.

Η αύξηση της πίεσης προκαλεί …………………. της ταχύτητας της αντίδρασης , μόνο όταν στα αντιδρώντα υπάρχει …………… σώμα και όταν οφείλεται σε …………………. του όγκου του δοχείου.

Όταν ο …………………….. και τα ……………………. σώματα βρίσκονται στην ίδια φυσική κατάσταση , τότε έχουμε ομογενής κατάλυση.

Αύξηση της θερμοκρασίας κατά 100C προκαλεί …………………….…. της ταχύτητας.

Σύμφωνα με την κατανομή των Maxwell-Boltzmann όταν αυξάνει η θερμοκρασία ………………… το εμβαδόν της γραμμοσκιασμένης επιφάνειας , δηλαδή ……………. ο αριθμός των μορίων που οδηγούνται σε αντίδραση.

Η καταλυτική δράση μιας ουσίας Κ στη χημική αντίδραση Α + Β → ΑΒ είναι δυνατό να αποδοθεί στη συμμετοχή του καταλύτη στις ενδιάμεσες αντιδράσεις

Α + ……… → ……….

Β + ………. → ΑΒ + …….....

των οποίων οι ταχύτητες είναι ………………………. σε σχέση με την ταχύτητα της αρχικής αντίδρασης, διότι για την πραγματοποίηση τους απαιτείται ………………………. ενέργεια ενεργοποίησης.

Οι αντιδράσεις Η2(g) + ½ Ο2(g)  H2O(g) και 2CO(g) + Ο2(g)  2CO2(g) αποτελούν περιπτώσεις …………………….. και ……………………….. κατάλυσης αντίστοιχα.

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΑΝΤΙΣΤΟΙΧΗΣΗΣ.**

Να αντιστοιχήσετε την κάθε μεταβολή που περιγράφεται στη στήλη (Ι) με ένα μόνο από τα αποτελέσματα αυτής που περιλαμβάνεται στη στήλη (ΙΙ) και αναφέρονται στη χημική αντίδραση:

Α(g) + Β(g) → Γ(g) + Δ(g).

(Ι) (ΙΙ)

Α) αύξηση της θερμοκρασίας, α) ελάττωση ενέργειας ενεργοποίησης.

Β) προσθήκη χημικής ουσίας Γ β) αύξηση ταχύτητας της αντίδρασης.

Γ) αύξηση του όγκου του δοχείου γ) μείωση ταχύτητας της αντίδρασης.

Δ) μείωση του όγκου του δοχείου δ) αύξηση της τελικής ποσότητας του Γ.

Ε) προσθήκη καταλύτη ε) αύξηση της μέσης κινητικής ενέργειας των μορίων.

Δυο χημικές ουσίες Α και Β συμμετέχουν στη χημική αντίδραση Α → 2Β . Αντιστοιχήστε την κάθε συγκέντρωση του Α σε ορισμένη χρονική στιγμή (στήλη Ι) με την τιμή της συγκέντρωσης του Β την ίδια χρονική στιγμή (στήλη ΙΙ) , καθώς και με την τιμή της ταχύτητας της αντίδρασης (στήλη ΙΙΙ). **(Ι) (ΙΙ) (ΙΙΙ)**

CΑ, mol/lit CΒ, mol/lit V mol/(lit sec)

Α) 8 α) 4 1) 0,6

Β) 7 β) 6 2) 1,2

Γ) 6 γ) 14 3) 1,4

Δ) 3 δ) 8 4) 1,6

Το CαCO3(s) αντιδρά με το HCl σύμφωνα με την εξίσωση:

CαCO3(s) + 2HCl(aq) → CαCl2(aq) + H2O(ℓ) + CO2(g)

α) Να υποδείξετε τρεις τρόπους (εκτός από καταλύτες) με τους οποίους μπορούμε να αυξήσουμε την ταχύτητα της αντίδρασης.

β) Στο σχήμα που ακολουθεί εμφανίζεται ο όγκος του CO2(g) σε σχέση με το χρόνο, όταν περίσσεια κόκκων CαCO3(s) συγκεκριμένου μεγέθους αντιδράσουν με διάλυμα ΗCl στις εξής 3 περιπτώσεις:

Ι. Περίσσεια CαCO3(s) αντιδρά με x ml HCl 2 M.

II. Περίσσεια CαCO3(s) αντιδρά με x ml HCl 1 M.

III. Περίσσεια CαCO3(s) αντιδρά με 2x ml HCl 1 M.

Η θερμοκρασία είναι η ίδια και στις 3 περιπτώσεις.

i. Να αντιστοιχήσετε τα διαγράμματα 1, 2 και 3 με τις περιπτώσεις Ι, ΙΙ και ΙΙΙ. ii. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΑΝΑΠΤΥΞΗΣ**

Δίνεται η χημική αντίδραση: Α(g) 🡪 Β(g) + Γ(g).

Αν σε θερμοκρασία 300C η ταχύτητα της αντίδρασης είναι υ , τότε να βρείτε πόση είναι η ταχύτητα της αντίδρασης σε θερμοκρασία 800C με δεδομένο ότι αύξηση της θερμοκρασίας κατά 100C διπλασιάζει την ταχύτητα. Να κάνετε την γραφική παράσταση της ταχύτητας της αντίδρασης σε συνάρτηση με την θερμοκρασία.

Σε κλειστό δοχείο και σε θερμοκρασία θ °C, ποσότητα αερίου ΗΙ διασπάται σύμφωνα με την αντίδραση: 2ΗΙ(g) → Η2(g) + I2(g).

α) Πώς θα μεταβληθεί η ταχύτητα της αντίδρασης αν ελαττωθεί ο όγκος του δοχείου;

Να δικαιολογήσετε την απάντησή σας.

β) Η διάσπαση του αερίου ΗΙ μπορεί να γίνει και καταλυτικά παρουσία στερεού χρυσού. Πώς ονομάζεται η κατάλυση στην περίπτωση αυτή;

γ) Πώς ονομάζεται η θεωρία που ερμηνεύει ικανοποιητικά την παραπάνω κατάλυση;

Σε 200 ml διαλύματος HCl 1 M προσθέτουμε 2,4 gr σκόνης Mg , οπότε πραγματοποιείται η χημική αντίδραση: Mg(s) + 2HCl(aq) 🡪 MgCl2(aq) + Η2(g). Δίνεται: Αr(Mg) = 24.

Να προβλέψετε την επίδραση που θα έχουν οι παρακάτω μεταβολές στην αρχική ταχύτητα της αντίδρασης και στα mol του Η2 που παράγονται.

α) Ίδια ποσότητα Mg προστίθεται υπό μορφή κομματιού.

β) Προσθέτουμε 100 ml νερό στο διάλυμα του οξέος πριν από την προσθήκη του Mg.

γ) Αντί 200 ml διαλύματος HCl 1 M χρησιμοποιούμε 100 ml διαλύματος HCl 2 M.

δ) Αντί 200 ml διαλύματος HCl 1 M χρησιμοποιούμε 400 ml διαλύματος HCl 0,4 M.

Δίνεται η χημική αντίδραση: Α(g) + 2Β(g) 🡪 Γ(g) + 3Δ(g). Να προβλέψετε την επίδραση που θα έχουν οι παρακάτω μεταβολές στην αρχική ταχύτητα της αντίδρασης.

α) Αύξηση του όγκου του δοχείου σε σταθερή θερμοκρασία.

β) Μείωση της θερμοκρασίας. γ) Προσθήκη καταλύτη.

δ) Προσθήκη ποσότητας του αερίου Β. ε) Προσθήκη ποσότητας του αερίου Γ.

Περίσσεια σκόνης CaCO3 αντιδρά με 100ml διαλύματος HCl 0,5 Μ και λαμβάνει χώρα η μονόδρομη αντίδραση: CaCO3(s) + 2HCl(aq) 🡪 CaCl2(aq) + CO2(g) + Η2O(l).

Να προβλέψετε την επίδραση που θα έχει κάθε μία από τις ακόλουθες μεταβολές στην αρχική ταχύτητα της αντίδρασης (μικρότερη, ίδια, μεγαλύτερη) δικαιολογώντας την απάντησή σας, αν το αρχικό πείραμα διεξαχθεί:

α) Με τη ίδια ποσότητα CaCO3 υπό μορφή μεγαλύτερων κόκκων σκόνης (μονάδες 3).

β) Με την προσθήκη ίσου όγκου νερού στο δ/μα του οξέος πριν από την προσθήκη CaCO3 (μον. 3).

Παρακάτω δίνονται τα στάδια μιας αντίδρασης που γίνεται με την παρουσία καταλύτη.

10 στάδιο: Η2Ο2(aq) + ΝαΙ(aq) 🡪 ΝαΙΟ(aq) + Η2Ο(ℓ).

20 στάδιο: Η2Ο2(aq) + ΝαΙO(aq) 🡪 ΝαΙ(aq) + Η2Ο(ℓ) + Ο2(g).

α) Ποιο από τα σώματα της αντίδρασης έχει καταλυτική δράση.

β) Ποια είναι η συνολική αντίδραση.

γ) Ποια θεωρία ερμηνεύει την καταλυτική δράση του καταλύτη στην παραπάνω αντίδραση.

Για την απολύμανση των πληγών χρησιμοποιείται υδατικό διάλυμα υπεροξειδίου του υδρογόνου Η2Ο2(aq), το οποίο διασπάται σύμφωνα με την αντίδραση:

2Η2Ο2(aq) → 2Η2Ο(l) + Ο2(g), ΔΗ = - 196 kJ αντίδραση (1)

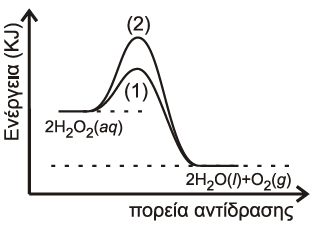
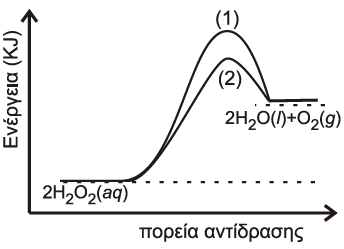
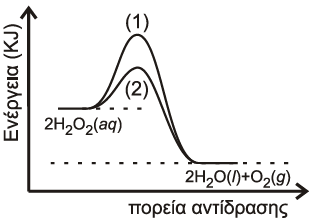
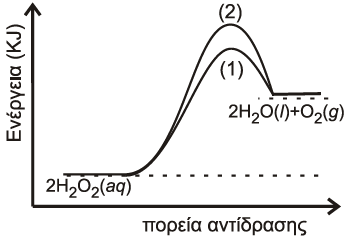
Η ίδια αντίδραση μπορεί να πραγματοποιηθεί καταλυτικά με την προσθήκη σταγόνων υδατικού διαλύματος ΚI(aq) σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



α) Να εξηγήσετε αν η κατάλυση είναι ομογενής ή ετερογενής (μονάδες 2)

β) Ποιο από τα ακόλουθα διαγράμματα περιγράφει ορθότερα τις αντιδράσεις (1) και (2); (μον. 1)

γ) Να εξηγήσετε την απάντησή σας. (μονάδες 3)

α)β) γ) δ) 

Σε αραιό διάλυμα H2SO4 προσθέτουμε ορισμένη ποσότητα μεταλλικού Zn με συγκεκριμένο βαθμό κατάτμησης , οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση:

Zn(s) + H2SO4(aq) → ZnSO4(aq) + H2(g).

Εξηγήστε ποια επίδραση θα έχει στο χρόνο ολοκλήρωσης της αντίδρασης κάθε μια από τις παρακάτω μεταβολές: α) προσθέτουμε την ίδια ποσότητα Zn με μεγαλύτερο βαθμό κατάτμησης.

β) πριν προσθέσουμε τον Zn αραιώνουμε το διάλυμα του H2SO4.

γ) πραγματοποιούμε την αντίδραση σε χαμηλότερη θερμοκρασία.

**** Έστω η αντίδραση: Α(g) + 2Β(g) → Γ(g) + 2Δ(g). Στο διπλανό διάγραμμα φαίνονται οι συγκεντρώσεις των σωμάτων Α και Β σε συνάρτηση με το χρόνο και σε σταθερή θερμοκρασία Τ1.

α) Να εξηγήσετε ποια καμπύλη αντιστοιχεί στο σώμα A και ποια στο Β. β) Να κατασκευάσετε το ίδιο διάγραμμα, αν η αντίδραση πραγματοποιηθεί σε θερμοκρασία Τ2 > Τ1.

γ) Να κατασκευάσετε το διάγραμμα της συγκέντρωσης των Γ και Δ σε συνάρτηση με το χρόνο, στη θερμοκρασία Τ1.

**3.3. ΝΟΜΟΣ ΤΗΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ – ΜΗΧΑΝΙΣΜΟΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ.**

Οι αντιδράσεις μπορούν να υποδιαιρεθούν σε δύο κατηγορίες τις απλές ή στοιχειώδεις, που πραγματοποιούνται σ’ ένα στάδιο και τις πολύπλοκες, που πραγματοποιούνται σε περισσότερα από ένα στάδια. Στην δεύτερη περίπτωση, το βραδύτερο στάδιο καθορίζει την ταχύτητα της αντίδρασης.

Για μια αντίδραση γενικής μορφής αΑ + βΒ → γΓ + δΔ ο νόμος της ταχύτητας έχει την μορφή:

υ = k [A]x [Β]ψ όπου:

k: είναι η **σταθερά ταχύτητας**, η οποία εξαρτάται από τη θερμοκρασία και τη φύση των αντιδρώντων και είναι αριθμητικά ίση με την ταχύτητα της αντίδραση, όταν οι συγκεντρώσεις καθενός από τα αντιδρώντα είναι 1 mol/lit.

[Α], [Β]: οι συγκεντρώσεις των Α και Β σε mol/lit.

x, ψ: αριθμοί που προκύπτουν πειραματικά.

**ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ:**

1) Ο νόμος της ταχύτητας μιας αντίδρασης βρίσκεται πειραματικά.

2) Τα **στερεά σώματα** παραλείπονται από την έκφραση του νόμου της ταχύτητα Αυτό συμβαίνει γιατί τα στερεά αντιδρούν μόνο επιφανειακά και επομένως η ταχύτητα εξαρτάται απ΄ το εμβαδόν της επιφάνειας τους και όχι από τη συνολική μάζα τους.

Π.χ. στην καύση τού άνθρακα C(s) + O2(g) → CO2(g) ο νόμος της ταχύτητας είναι υ = k[O2].

3) Οι **μονάδες** της **σταθεράς ταχύτητας** ποικίλλουν ανάλογα με την τάξη της αντίδρασης. π.χ. σε μια αντίδραση 1ης τάξης οι μονάδες του k είναι sec-1. Γενικά ισχύει ότι: k = Μ1-τάξη·sec-1

4) Η **σταθερά ταχύτητας k** εξαρτάται από τη **θερμοκρασία** και τη **φύση των αντιδρώντων** και είναι αριθμητικά ίση με την ταχύτητα της αντίδρασης, όταν οι συγκεντρώσεις καθενός από τα αντιδρώντα είναι 1 Μ.

5) **Μονάδες ταχύτητας αντίδρασης**. Από τον ορισμό της ταχύτητας αντίδρασης, προκύπτει η μονάδα mol·L−1·sec−1 ή 1 Μ·sec−1 . Επίσης χρησιμοποιείται και η μονάδα Μ·min−1 .

6) Οι εκθέτες, x ,ψ παίρνουν συνήθως τιμές: 0, 1, 2, 3, χωρίς όμως να αποκλείονται οι κλασματικοί ή και αρνητικοί αριθμοί και ισχύουν μόνο για τις πειραματικές συνθήκες, κάτω από τις οποίες έγινε ο προσδιορισμός τους.

7) Με το νόμο της ταχύτητας της αντίδρασης υπολογίζουμε τη στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης.

8) Το άθροισμα των εκθετών (x + ψ) των συγκεντρώσεων στο νόμο της ταχύτητας της αντίδρασης ονομάζεται τάξη της αντίδρασης. Επίσης η αντίδραση χαρακτηρίζεται x τάξης ως προς Α και ψ τάξης ως προς Β. Σε περίπτωση που οι εκθέτες x , ψ ταυτίζονται με τους συντελεστές της χημικής εξίσωσης α και β, δηλαδή x = α και ψ = β, τότε η αντίδραση πραγματοποιείται με τον απλό μηχανισμό που περιγράφει η χημική εξίσωση. Σε αντίθετη περίπτωση, αν δηλαδή x ≠ α ή ψ ≠ β, τότε η αντίδραση δεν είναι απλή δηλαδή πραγματοποιείται σε περισσότερα στάδια.

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΠΟΛΛΑΠΛΗΣ ΕΠΙΛΟΓΗΣ**

Για την αντίδραση: 2Α(g) + 3Β(g) 🡪 Γ(g) + 2Δ(g) , ο νόμος της ταχύτητας είναι:

υ = k[Α]2[Β]. Η αντίδραση είναι:

α) Απλή, β) Σύνθετη . Η αντίδραση είναι τάξης:

α) μηδενικής , β) πρώτης , γ) δεύτερης , δ) τρίτης.

Για την απλή αντίδραση: Α(s) + 2Β(g) 🡪 Γ(g) , ο νόμος της ταχύτητας είναι:

α) υ = k[Α][Β]. β) υ = k[Α][Β]2. γ) υ = k[B]2. δ) υ = k[Γ]

Για την απλή αντίδραση: Α(g) + 2Β(g) 🡪 Γ(g) , η ταχύτητα σχηματισμού του Γ δίνεται από την σχέση:

α) υ = k[Α][Β]. β) υ = k[Α][Β]2 γ) υ = k[B]2. δ) υ = k[Α]

Η αντίδραση: Α(g) + 2Β(g) 🡪 Γ(g) , πραγματοποιείται σε ένα στάδιο . Σε δοχείο όγκου 1 lit βάζουμε 2 mol Α και 4 mol Β. Όταν η ποσότητα του Γ είναι 1 mol , η ταχύτητα της αντίδρασης (υ) σε σχέση με την αρχική ταχύτητα υ0 , θα είναι:

α) υ = . β) υ = . γ) υ = . δ) υ = .

Για την αντίδραση: ΝΟ2(g) + CO(g) 🡪 NO(g) + CO2(g) , προτείνεται ο μηχανισμός δυο σταδίων: 10 στάδιο: ΝΟ2(g) + ΝΟ2(g) 🡪 NO3(g) + ΝO(g) ( Αργό στάδιο )

20 στάδιο: ΝΟ3(g) + CO(g) 🡪 NO2(g) + CO2(g) ( Γρήγορο στάδιο )

**i)** Η αντίδραση έχει νόμο ταχύτητας:

α) υ = k[ΝΟ2][CO] β) υ = k[ΝΟ2] γ) υ = k[ΝΟ2]2 δ) υ = k[CO]

**ii)** Η αντίδραση είναι:

α) Πρώτης τάξης. β) Δεύτερης τάξης. γ) Τρίτης τάξης δ) Μηδενικής τάξης.

**iii)** Αν διπλασιαστεί η συγκέντρωση του CO, η ταχύτητα της αντίδρασης:

α) Θα διπλασιαστεί. β) Θα τετραπλασιαστεί. γ) Θα μείνει σταθερή.

**iv)** Οι μονάδες της σταθεράς της ταχύτητας ( k ) είναι:

α) mol-1.lit.sec-1. β) sec-1. γ) mol-2.lit2.sec-1 δ) mol.lit-1.sec-1.

Για την αντίδραση: 2NO(g) + O2(g) 🡪 2NO2(g) , ο νόμος της ταχύτητας είναι: υ = k[ΝΟ]2[Ο2]. Αν μειωθεί ο όγκος του δοχείου στο μισό , τότε η ταχύτητα της αντίδρασης ( υ2 ) σε σχέση με την αρχική ταχύτητα ( υ1 ) θα είναι:

α) υ2 = 8 υ1 β) υ2 = υ1/8 γ) υ2 = 2 υ1 δ) υ2 = 4 υ1 .

Σε δοχείο σταθερού όγκου και υπό σταθερή θερμοκρασία διεξάγεται η απλή αντίδραση:

2Α(g) → 2Β(g) + Γ(g). Παρατηρείται ότι μετά από παρέλευση 50 s από την έναρξη της αντίδρασης η ταχύτητα της αντίδρασης υποτετραπλασιάστηκε. Αυτό σημαίνει ότι μετά από παρέλευση 50 s:

α) η [Α] υποδιπλασιάστηκε β) η [Α] υποτετραπλασιάστηκε

γ) η [Γ] τετραπλασιάστηκε δ) η σταθερά ταχύτητας της αντίδρασης υποτετραπλασιάστηκε

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΣΩΣΤΟΥ – ΛΑΘΟΥΣ ΜΕ ΑΙΤΙΟΛΟΓΗΣΗ**

Για μια αντίδραση προσδιορίστηκε ο νόμος της ταχύτητας υ = k[Α][Β].

Εξηγήστε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες είναι λανθασμένες:

α) Η αντίδραση είναι δεύτερης τάξης.

β) Οι συντελεστές των αντιδρώντων στη χημική εξίσωση της αντίδρασης είναι 1 και 1 αντίστοιχα.

γ) Η σταθερά της ταχύτητας k της αντίδρασης έχει μονάδες mol-1.lit.sec-1 .

Έστω η απλή αντίδραση: Α(g) + Β(g) 🡪 Γ(g) . Εξηγήστε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες είναι λανθασμένες:

α) Η αντίδραση είναι πρώτης τάξης.

β) Κατά την διάρκεια της αντίδρασης , η συγκέντρωση του Β αυξάνεται με σταθερό ρυθμό.

γ) Η ταχύτητα της αντίδρασης ελαττώνεται κατά τη διάρκεια της αντίδρασης.

δ) Όταν ο όγκος και η θερμοκρασία παραμένουν σταθερά , η πίεση στο δοχείο παραμένει σταθερή σε όλη τη διάρκεια της αντίδρασης.

Για την αντίδραση: Α(g) + 3Β(g) 🡪 2Γ(g) βρέθηκε πειραματικά ότι ο νόμος της ταχύτητας είναι υ = k[Α][Β]2. Εξηγήστε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες είναι λανθασμένες:

α) Η αντίδραση είναι δεύτερης τάξης.

β) Η αντίδραση δεν είναι απλή.

γ) Όταν διπλασιάζεται η συγκέντρωση του Β , η ταχύτητα της αντίδρασης οκταπλασιάζεται.

δ) Όταν αυξάνεται η θερμοκρασία , αυξάνεται και η σταθερά ταχύτητας k.

Σε δοχείο Α όγκου V στους θ0C , εισάγονται 2 mol H2 και 3 mol Cl2. Σε δοχείο Β όγκου 2V στους θ0C , εισάγονται 3 mol H2 και 3 mol Cl2. Στα δυο δοχεία πραγματοποιείται η απλή αντίδραση: H2(g) + Cl2(g) 🡪 2HCl (g).

Εξηγήστε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες είναι λανθασμένες:

α) Η αντίδραση είναι δεύτερης τάξης.

β) Η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης στο πρώτο δοχείο είναι μεγαλύτερη.

γ) Η πίεση στο δεύτερο δοχείο είναι μεγαλύτερη.

δ) Η σταθερά ταχύτητας k και στις δυο περιπτώσεις είναι ίδια.

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΣΥΜΠΛΗΡΩΣΗΣ ΚΕΝΟΥ.**

Για την αντίδραση: αΑ(g) + βΒ(g) 🡪 γΓ(g) + δΔ(g) ο νόμος της ταχύτητας είναι:

υ = …………………… και μπορεί να υπολογιστεί μόνο ………………………… Αν η αντίδραση είναι απλή και κανένα από τα αντιδρώντα δεν είναι στερεό , ο νόμος της ταχύτητας είναι υ=…………………

Η σταθερά ταχύτητας (……) εκφράζει την …………………. της αντίδρασης όταν οι συγκεντρώσεις των …………………… είναι ίσες με ……………

Τάξη μιας αντίδρασης ονομάζεται το ………………… των …………….. των συγκεντρώσεων στο νόμο της ταχύτητας. Όταν η ταχύτητα μιας αντίδρασης δεν εξαρτάται από τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων σωμάτων , η αντίδραση είναι …………………... τάξης και η ταχύτητα είναι …………… και ίση με ………… Στην απλή αντίδραση: Ν2Ο4(g) 🡪 2NO2(g) . ο νόμος της ταχύτητας είναι υ = ………………. και η τάξη της αντίδρασης είναι ………

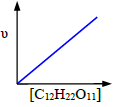
Τα στερεά ……………………………. από το νόμο της ταχύτητας γιατί ……………….. μόνο στην …………………… και όχι σε όλη τους τη μάζα. Για παράδειγμα , ο νόμος της ταχύτητας για την απλή αντίδραση: C(s) + Ο2(g) → CO2(g) είναι υ = ………….

Μια αντίδραση λέγεται απλή όταν πραγματοποιείται σε ………. …………….

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ ΑΝΑΠΤΥΞΗΣ.**

Το καλαμοσάκχαρο υδρολύεται, παρουσία HCl ως ενζύμου, σύμφωνα με την εξίσωση:

C12H22O11(aq) + H2O(ℓ) → C6H12O6(aq) + C6H12O6(aq)

Η εξάρτηση της ταχύτητας της αντίδρασης από τη [C12H22O11] φαίνεται στο διπλανό διάγραμμα ενώ δεν εξαρτάται από τη [Η2Ο].

α) Να γράψετε το νόμο ταχύτητας της αντίδρασης.

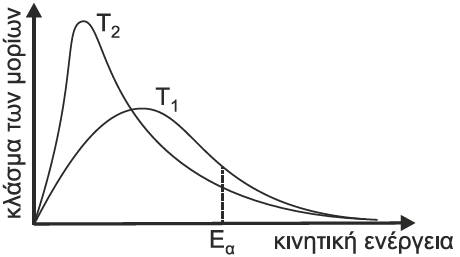
β) Να εξηγήσετε πως θα μεταβληθεί (αύξηση, μείωση ή καμία μεταβολή) η τιμή της σταθεράς k,

i. με αύξηση της [C12H22O11],

ii. με αύξηση της θερμοκρασίας και

γ) Πως θα μεταβληθεί (αύξηση, μείωση, καμία μεταβολή) η ενέργεια ενεργοποίησης παρουσία του ενζύμου;

**ΠΑΝ 2024.** Στο παρακάτω σχήμα, δίνεται η ενεργειακή κατανομή μορίων σε δύο διαφορετικές θερμοκρασίες Τ1 και Τ2.



Ποια από τις θερμοκρασίες Τ1 ή Τ2 είναι υψηλότερη (μονάδα 1); Αιτιολογήστε την απάντησή σας (μονάδες 4).

**ΑΣΚΗΣΕΙΣ**

Σε δοχείο σταθερού όγκου 5 L και σε σταθερή θερμοκρασία 227°C εισάγονται 2 mol Α και 3 mol Β οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση: Α(g) + 2Β(g) → 2Γ(g), ΔΗ = −40 kJ Ο νόμος ταχύτητας της αντίδρασης είναι υ = k·[Α]·[Β], ενώ η αρχική ταχύτητα είναι υ0 = 2,4·10−3 Μ·s‒1 .

α) Να υπολογιστούν η τιμή και η μονάδα της σταθεράς ταχύτητας k στους 227°C.

β) Τη χρονική στιγμή t1 = 60 s έχει σχηματιστεί 1 mol Γ. Να υπολογιστούν:

i. Η ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή t1.

ii. Η μέση ταχύτητα της αντίδρασης στο χρονικό διάστημα 0-60 s.

iii. Το ποσό θερμότητας που έχει ελευθερωθεί μέχρι τη χρονική στιγμή t1.

γ) Τη χρονική στιγμή t2 η ολική πίεση στο δοχείο βρέθηκε ίση με 32,8 atm.

Να υπολογιστεί η ταχύτητα της αντίδρασης της χρονική στιγμή t2. R = 0,082 L·atm/(mol·K).

Απ: α) k = 0,01 Μ‒1 sec-1 β) 1,2 10−3 Μ·sec‒1 , 1,67 10−3 Μ·sec‒1 , 20 kJ γ) 4 10−4 Μ·sec‒1

Σε κενό δοχείο όγκου 1 lit εισάγονται 0,5 mol H2 και 0,6 mol Ι2. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία πραγματοποιείται η απλή αντίδραση: H2(g) + Ι2 (g) → 2HΙ (g)

Η ταχύτητα έναρξης της αντίδρασης είναι υ = 6 10-3 mol.lit-1.sec-1.

α) Ποια είναι η τάξη της αντίδρασης;

β) Ποια είναι η τιμή της σταθεράς ταχύτητας k και ποιες είναι οι μονάδες της;

γ) Να υπολογιστεί η ταχύτητα της αντίδρασης στις εξής περιπτώσεις:

i) Όταν έχουν αντιδράσει 0,2 mol H2. ii) Όταν έχουν σχηματιστεί 0,6 mol ΗΙ.

Απ: α) 2 β) k = 0,02 Μ-1 sec-1 γ) i) υ = 2,4 10-3 Μ.sec-1 ii) υ = 1,2 10-3 Μ.sec-1

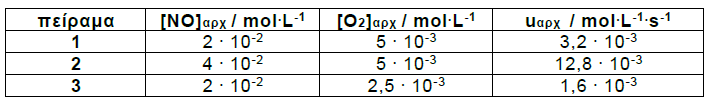
Σε κενό δοχείο εισάγονται 4 mol Α και 3 mol Β , οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση:

Α(g) + Β(g) → 2Γ(g)

Ο νόμος της ταχύτητας της αντίδρασης είναι υ = k[Α][Β]. Μετά την πάροδο ορισμένου χρόνου t βρέθηκε ότι περιέχονται στο δοχείο 4 mol από το σώμα Γ.

Να υπολογίσετε τη σχέση της αρχικής ταχύτητας της αντίδρασης με την ταχύτητα της τη χρονική στιγμή t. Απ: υαρχ = 6 υt

**ΠΑΝ. 2022.** Αέριο ΝΟ διοχετεύεται σε δοχείο που περιέχει Ο2. Στους 25ο C και πίεση Ρ = 1 atm πραγματοποιείται η μονόδρομη αντίδραση 2NO(g) + O2(g) → 2NO2(g) για την οποία δίνονται τα παρακάτω πειραματικά δεδομένα:



α) Να γράψετε τον νόμο ταχύτητας της αντίδρασης. (μονάδες 5)

β) Να υπολογίσετε την αριθμητική τιμή της σταθεράς ταχύτητας της αντίδρασης και τις μονάδες της. (μονάδες 3)

Απ: α) υ = k [ΝΟ]2 [Ο2] β) k = 1.600 Μ-2 sec-1.

Σε κενό δοχείο όγκου 5 lit εισάγονται 31 gr ισομοριακού μίγματος ΝΟ και Ο2 , οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση: 2ΝΟ(g) + Ο2(g) 🡪 2NO2(g)

για την οποία ο νόμος της ταχύτητας είναι: υ = k[ΝΟ]2[Ο2]

α) Ποια είναι η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης;

β) Ποια θα είναι η ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή που θα έχουν σχηματιστεί 18,4 gr ΝΟ2;

γ) Ποια θα είναι η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης , αν ο όγκος του δοχείου διπλασιαστεί;

Δίνεται η σταθερά ταχύτητας της αντίδρασης: k = 0,5 mol-2.lit2.sec-1

Απ: α) υ = 5 10-4 Μ.sec-1 β) υ = 0,12 10-4 Μ.sec-1 γ) υ = 6,25 10-5 Μ.sec-1

Αναμιγνύουμε 200 ml διαλύματος ΗΙO3 συγκέντρωσης 0,3M με 200 ml άλλου διαλύματος Η2SO3 συγκέντρωσης 0,3 M και στο διάλυμα Δ που προκύπτει όγκου 400 ml πραγματοποιείται η αντίδραση, ΗΙO3(aq) + 3Η2SO3(aq) → ΗΙ(aq) + 3Η2SO4(aq), με αρχική ταχύτητα υ0 = 1,8·10‒5 M·s‒1. Η αντίδραση πραγματοποιείται με βάση τον ακόλουθο μηχανισμό:

ΗΙO3 + Η2SO3 → ΗΙO2 + Η2SO4 (αργό στάδιο)

ΗΙO2 + 2Η2SO3 → ΗΙ + 2Η2SO4 (γρήγορο στάδιο)

Να υπολογιστούν: α) H τιμή και τη μονάδα της σταθερά ταχύτητας (k) της αντίδρασης.

β) Η συγκέντρωση (C) του διαλύματος Δ μετά το τέλος της αντίδρασης για κάθε μία από τις ενώσεις που περιέχει.

Απ: α) k = 0,8 10-3 Μ-1 sec-1 β) 0,1 Μ – 0,05 Μ – 0,15 Μ

Το ΝΟ αντιδρά με το Η2 σύμφωνα με την εξίσωση: 2ΝΟ(g) + 2Η2(g) 🡪 N2(g) + 2Η2O(g)

Αν ο πιθανότερος μηχανισμός της αντίδρασης είναι:

2ΝΟ(g) + Η2(g) 🡪 N2Ο(g) + Η2O(g) ( αργή )

Ν2Ο(g) + Η2(g) 🡪 N2(g) + Η2O(g)  ( γρήγορη )

α) Ποια είναι η έκφραση του νόμου ταχύτητας για την αντίδραση;

β) Ποια είναι η ολική τάξη της αντίδρασης; γ) Αν η αντίδραση πραγματοποιείται σε δοχείο όγκου V , πόση γίνεται η ταχύτητα αν πραγματοποιείται σε δοχείο διπλασίου όγκου;

Απ: α) υ = k [ΝΟ]2 [Η2] β) τάξη = 3 γ) υ΄ = υ/8.

Για την αντίδραση: Α(g) + 3Β(g) 🡪 Γ(g) + 2Δ(g) υπάρχουν τα εξής πειραματικά δεδομένα:

i) Η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης διπλασιάζεται όταν διπλασιάζεται η συγκέντρωση του Α και η συγκέντρωση του Β μένει σταθερή.

ii) Η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης τετραπλασιάζεται όταν διπλασιάζεται η συγκέντρωση του Β και η συγκέντρωση του Α μένει σταθερή.

α) Να βρεθεί η τάξη της αντίδρασης.

β) Να προταθεί ένας πιθανός μηχανισμός.

Απ: α) υ = k [Α] [Β]2 , τάξη = 3.

Σε δοχείο σταθερού όγκου 4 L και σε θερμοκρασία θ οC εισάγεται μία ποσότητα από το αέριο Α που διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: 2Α(g) → 2B(g) + Γ(g), ΔΗ = –40 ΚJ. Το διπλανό διάγραμμα παριστάνει την καμπύλη της αντίδρασης για μία από τις ουσίες που συμμετέχουν στην αντίδραση. Η ταχύτητα έναρξης της αντίδρασης είναι 4 · 10–4 M/s, ενώ τη χρονική στιγμή t1 η ταχύτητα της αντίδρασης είναι 10–4 Μ/s και έχουν ελευθερωθεί 12 ΚJ.

α) Να βρεθεί ο νόμος της ταχύτητας και η τιμή της σταθεράς Κ της αντίδρασης.

t2

C (Μ)

t1

0,2

0

β) Να γίνει η καμπύλη αντίδρασης και για τις άλλες ουσίες που συμμετέχουν στην αντίδραση.

γ) Να υπολογιστεί η ταχύτητα σχηματισμού του Γ τη χρονική στιγμή t1.

δ) Να υπολογίσετε το ποσό θερμότητας που ελευθερώνεται από τη χρονική στιγμή t1 μέχρι τη χρονική στιγμή t2.

ε) Ποια είναι η ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή t2;

ζ) Πως μεταβάλλεται η πίεση κατά τη διάρκεια της αντίδρασης, αν ο όγκος και η θερμοκρασία είναι σταθερά.

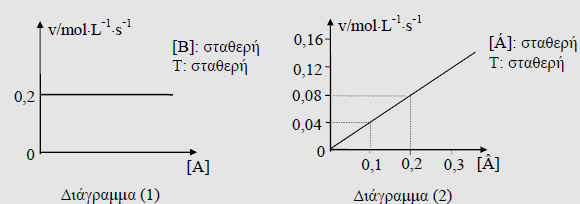
α) u = k [A], k =2∙10-3 s-1 , γ) uΓ = uαντ = 10-4 Μ/s , δ) 4 kJ , ε) 0 , ζ) αυξάνεται

Για την αντίδραση Α + Β → 2Γ εκτελέσαμε τα ακόλουθα πειράματα υπό σταθερή θερμοκρασία Τ.

I) Με σταθερή τη συγκέντρωση του Β υπολογίσαμε την ταχύτητα της αντίδρασης για διαφορετικές συγκεντρώσεις του Α.

II) Με σταθερή τη συγκέντρωση του Α υπολογίσαμε την ταχύτητα της αντίδρασης για διαφορετικές συγκεντρώσεις του Β.

Από τα αποτελέσματα των μετρήσεων προέκυψαν οι ακόλουθες γραφικές παραστάσεις:



[Β]

Με βάση τα παραπάνω διαγράμματα υπολογίστε:

α) την τάξη της αντίδρασης. β) τη σταθερά ταχύτητας k.

γ) τη σταθερή συγκέντρωση του Β στο πείραμα (I).

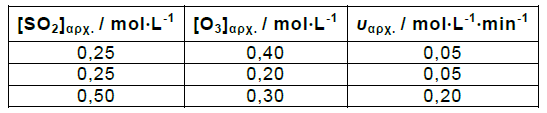
δ) εξηγήστε αν στο πείραμα (II) είναι απαραίτητο η [Α] να διατηρείται σταθερή.

Απ: α) τάξη = 1 β) k = 0,4 sec-1 γ) [Β] = 0,5 Μ δ) όχι

**ΠΑΝ. 2020.** Μια άλλη αντίδραση μετατροπής του SO2 σε SO3 είναι η:

SO2(g) + O3(g) 🡪 SO3(g) + Ο2(g)

Σε ένα πείραμα μελετήθηκε η ταχύτητα της παραπάνω αντίδρασης και στον παρακάτω πίνακα δίνονται τα πειραματικά δεδομένα. Όλες οι αντιδράσεις πραγματοποιήθηκαν στην ίδια θερμοκρασία σε δοχείο όγκου 500 mL. Δίνονται: Αr: O = 16, S = 32.

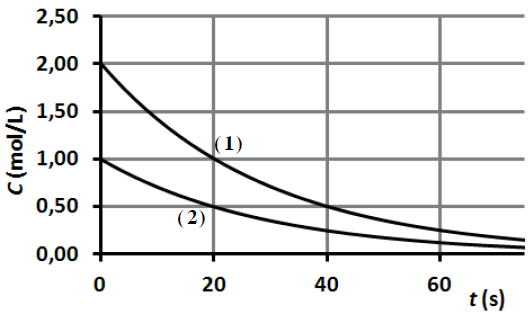


α) Να υπολογίσετε την τάξη της αντίδρασης για κάθε αντιδρών. (μον. 2)

β) Να υπολογίσετε τη σταθερά ταχύτητας k. (μον. 2). Στο τρίτο πείραμα για το χρονικό διάστημα 0 έως 2 min ο μέσος ρυθμός σχηματισμού του SO3 υπολογίστηκε ίσος με 4 g/min.

γ) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του Ο3 στο τέλος των δύο λεπτών. (μον. 3)

Απ: α) υ = k[SO2]2[Ο3]0 β) k = 0,8 Μ-1min-1 γ) [Ο3] = 0,1 Μ

**** Σε ένα δοχείο όγκου V και σταθερής θερμοκρασίας Τ εισάγονται τα αέρια Α και Β, οπότε λαμβάνει χώρα η ακόλουθη αντίδραση: 2Α(g) + Β(g) → A2Β(g). Στο διπλανό διάγραμμα που δίνονται οι καμπύλες αντίδρασης για τις δύο ουσίες.

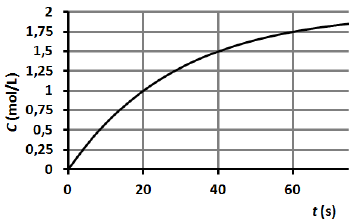
α) Σε ποια ουσία αναφέρεται η κάθε καμπύλη; (μ. 1)

Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας. (μον. 1)

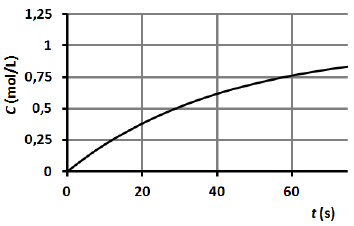
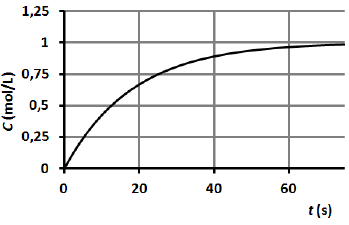
β) Ποιο από τα κάτωθι διαγράμματα παριστάνει την καμπύλη αντίδρασης του A2B ; (μονάδα 1)

Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας. (μονάδες 3)

α) β)

γ) δ)

**ΠΑΝ 2024.** Σε κενό δοχείο όγκου 2 lit και σε θερμοκρασία θ oC, προστίθεται ποσότητα στερεής οργανικής ένωσης Χ και 0,6 mol ένωσης Ψ, οπότε πραγματοποιείται η απλή αντίδραση με χημική εξίσωση:

Χ(s) + 2Ψ(g) → Ω(g)

Τη χρονική στιγμή t1 η ποσότητα του Ω στο δοχείο είναι 0,1 mol. Τη χρονική στιγμή t2 ολοκληρώνεται η χημική αντίδραση και το σύνολο των αερίων μορίων είναι 0,4 mol.

α) Να υπολογίσετε τη στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή t1.

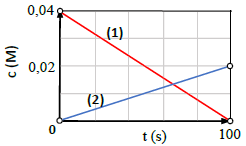
β) Να υπολογίσετε τη στιγμιαία ταχύτητα κατανάλωσης του Ψ τη χρονική στιγμή t1.

γ) Να υπολογίσετε τη σύσταση όλων των σωμάτων τη χρονική στιγμή t2.

Δίνεται η σταθερά ταχύτητας, k = 10-3 M-1 ∙ s-1. Μονάδες 2+2+4=8

Απ: α) 4 10-5 Μ/s β) 8 10-5 Μ/s γ) 0 – 0,2 – 0,2 mol

Ποσότητα ΝΗ3(g) διασπάται πλήρως σε κατάλληλες συνθήκες σύμφωνα με την εξίσωση:

2NH3(g) → Ν2(g) + 3H2(g), και παρουσία βολφραμίου, W(s), ως καταλύτη. H μεταβολή των συγκεντρώσεων σε δύο από τα τρία συστατικά της αντίδρασης δίνεται στο σχήμα που ακολουθεί. 

α) i. Να εξηγήσετε σε ποια συστατικά αντιστοιχούν οι δύο ευθείες (1) και (2). ii. Nα σημειώσετε την τελική συγκέντρωση του τρίτου συστατικού.

iii. Να χαρακτηρίσετε την κατάλυση ως ομογενή ή ετερογενή.

β) Να εξηγήσετε πως μεταβάλλεται (αυξάνεται, μειώνεται, μένει σταθερή) η ταχύτητα της αντίδρασης με την πάροδο του χρόνου.

γ) Να γράψετε το νόμο ταχύτητας της αντίδρασης και να υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς k.

Απ: α) (1): NH3 (2): Ν2 , 0,06 Μ , ετερογενή β) σταθερή γ) υ = k , k = 2 10-4 Μ sec-1

**ΚΕΦΑΛΑΙΟ ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ**

Αμφίδρομες αντιδράσεις – Χημική ισορροπία – Απόδοση αντίδρασης.

Μονόδρομες ή ποσοτικές είναι οι αντιδράσεις που γίνονται μόνο προς τη μια κατεύθυνση.

Π.χ. Εξουδετέρωση: ΗCl + NαOH → NαCl + H2O

Στις μονόδρομες αντιδράσεις έχουμε πλήρη μετατροπή και των δυο αντιδρώντων ή τουλάχιστον του ενός από τα δυο αντιδρώντα σε προϊόντα.

Αμφίδρομες αντιδράσεις είναι εκείνες που σε κατάλληλες συνθήκες εξελίσσονται ταυτόχρονα και προς τις δυο κατευθύνσεις και καταλήγουν σε κατάσταση χημικής ισορροπίας μεταξύ αντιδρώντων και προϊόντων. Π.χ. Η2(g) + Ι2(g) ⮀ 2HI(g).

Στις αμφίδρομες αντιδράσεις έχουμε μερική μετατροπή και των δυο αντιδρώντων σε προϊόντα. Αυτό σημαίνει ότι στο τέλος της αντίδρασης θα υπάρχουν ποσότητες από όλα τα σώματα (αντιδρώντα και προϊόντα).

Χημική ισορροπία.

Έστω η αμφίδρομη αντίδραση με χημική εξίσωση: α Α(g) + β Β(g)  γ Γ(g) + δ Δ(g).

Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία εισάγονται οι ουσίες Α και Β.

Αρχικά ( t = 0) οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων Α και Β είναι μεγάλες, οπότε η ταχύτητα υ1( της αντίδρασης προς τα δεξιά) έχει τη μέγιστη τιμή της.

Αντίθετα οι συγκεντρώσεις των προϊόντων Γ και Δ είναι μηδέν, οπότε η ταχύτητα υ2 (της αντίδρασης προς τα αριστερά) κατά την έναρξη της αντίδρασης είναι μηδέν.

Με την πάροδο του χρόνου οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων Α και Β ελαττώνονται, οπότε η ταχύτητα υ1 ( της αντίδρασης προς τα δεξιά) ελαττώνεται.

Αντίθετα οι συγκεντρώσεις των προϊόντων Γ και Δ αυξάνονται , οπότε η ταχύτητα υ2 (της αντίδρασης προς τα αριστερά) αυξάνεται.

Από κάποια χρονική στιγμή ( tν) και μετά οι ταχύτητα υ1 και υ2 εξισώνονται και το σύστημα δεν παρουσιάζει καμία μεταβολή.

Οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων Α και Β και των προϊόντων Γ και Δ δεν μεταβάλλονται δηλαδή η ποιοτική και ποσοτική σύσταση του συστήματος δεν μεταβάλλεται με την πάροδο του χρόνου , εφόσον βέβαια οι συνθήκες παραμένουν σταθερές.

Στο σημείο αυτό έχει αποκατασταθεί χημική ισορροπία.

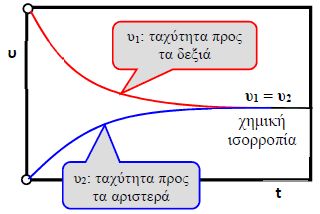
*Χημική ισορροπία* *είναι η κατάσταση στην οποία καταλήγει κάθε αμφίδρομη αντίδραση. Η χημική ισορροπία δεν είναι στατική αλλά δυναμική ισορροπία, δηλ. οι δυο αντίθετες αντιδράσεις εξελίσσονται ταυτόχρονα με ίσες ταχύτητες. Αυτό σημαίνει ότι όσα μόρια από τα προϊόντα της αντίδρασης σχηματίζονται στη μονάδα του χρόνου, τόσα αντιδρούν μεταξύ τους και ανασχηματίζουν τα αρχικά σώματα.*

Χαρακτηριστικά γνωρίσματα της χημικής ισορροπίας.

Στην κατάσταση της Χ.Ι. καταλήγουν μόνο οι αμφίδρομες αντιδράσεις.

Στην κατάσταση της Χ.Ι. οι ποσότητες των σωμάτων παραμένουν σταθερές , όσο οι συνθήκες είναι σταθερές.

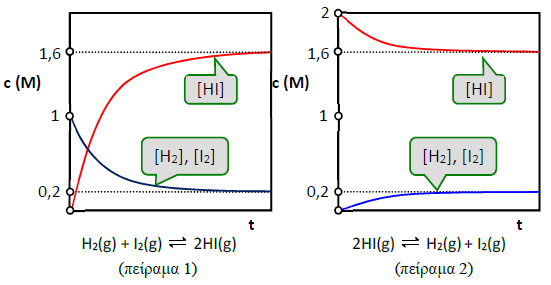
Στην κατάσταση της Χ.Ι. οι ταχύτητες υ1 , υ2  των δυο αντίθετων κατευθύνσεων είναι ίσες και διάφορες του μηδενός, δηλαδή υ1 = υ2 ≠ ο .



Αν οι συνθήκες της αντίδρασης ( θερμοκρασία , πίεση , συγκέντρωση ενός σώματος) μεταβληθούν τότε οι ταχύτητες υ1 και υ2 μεταβάλλονται ( δηλαδή: υ1 < υ2 ή υ1 > υ2) οπότε εκδηλώνεται αντίδραση προς τη μια κατεύθυνση ή την άλλη κατεύθυνση με αποτέλεσμα το σύστημα να καταλήγει σε μια νέα κατάσταση χημικής ισορροπίας.

Επίσης η κατάσταση ισορροπίας είναι ανεξάρτητη από την κατεύθυνση που προσεγγίζεται, ανεξάρτητα δηλαδή αν χρησιμοποιούμε 1 Μ Η2 και 1 Μ Ι2 ή 2 Μ HI, ως αρχικά αντιδρώντα.

Στο τέλος στην χημική ισορροπία έχουμε 1,6 Μ ΗΙ , 0,2 Μ Η2 και 0,2 Μ Ι2 και στα δυο πειράματα.



Παρατηρούμε δηλαδή ότι , είτε ξεκινήσουμε με αρχικές ποσότητες Η2 και Ι2 είτε ξεκινήσουμε με αρχικές ποσότητες ΗΙ ( αρκεί αυτές να είναι στοιχειομετρικές) , τότε στην κατάσταση χημικής ισορροπίας που θα αποκατασταθεί οι ποσότητες όλων των συστατικών θα είναι όμοιες και στα δυο πειράματα , εφόσον έχουμε και τις ίδιες συνθήκες.

Ομογενής και ετερογενής χημική ισορροπία.

Ομογενής ονομάζεται η χημική ισορροπία κατά τη οποία όλα τα σώματα που συμμετέχουν σε αυτή ( αντιδρώντα και προϊόντα ) βρίσκονται στην ίδια φυσική κατάσταση, δηλαδή το σύστημα αποτελείται από μια φάση ( αέρια ή υγρή ) π.χ.

Η2(g) + Ι2(g) ⮀ 2HI(g).

Ετερογενής ονομάζεται η χημική ισορροπία κατά τη οποία τα σώματα που συμμετέχουν σε αυτή ( αντιδρώντα και προϊόντα ) δεν βρίσκονται όλα στην ίδια φυσική κατάσταση.

π.χ. 3Fe(s) + 4H2O(g)  Fe3O4(s) + 4H2(g)

Απόδοση αμφίδρομης αντίδρασης.

Παράδειγμα: Δίνεται η αντίδραση: Ν2 + 3Η2 ⮀ 2 ΝΗ3

Σε δοχείο εισάγονται αρχικά 4 mol N2 και 15 mol H2. Στο τέλος της αντίδρασης διαπιστώνεται ότι παράχθηκαν 6 mol NΗ3.

Άρα Π.Π. = 6 mol.

Αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη, θα έπρεπε να αντιδράσουν 4 mol N2 με 12 mol H2 ( το H2 είναι σε περίσσεια δηλαδή περισσεύουν 15 – 12 = 3 mol) και να παραχθούν 8 mol NΗ3.

δηλ. Θ.Π. = 8 mol.

Οπότε: α =  ή 75%

Παρατήρηση 1η : Σε αντιδράσεις της μορφής: Α ⮀ Προϊόντα (αντιδράσεις διάσπασης)

χρησιμοποιείται ο όρος βαθμός διάσπασης, ο οποίος ισούται με την απόδοση της αντίδρασης και ορίζεται:

Παρατήρηση 2η : Όταν σε μια άσκηση αναφέρεται ότι οι όγκοι των σωμάτων είναι μετρημένοι στις ίδιες συνθήκες πίεσης P και θερμοκρασίας T, τότε αυτό σημαίνει ότι η αναλογία όγκων είναι και αναλογία mol , οπότε μπορούμε να κάνουμε στοιχειομετρία και σε όγκους π.χ., σε lit κτλ.

Παρατήρηση 3η : Επίσης αν σε ένα μείγμα , μας δίνεται η περιεκτικότητα % V/V ενός συστατικού πχ. , 20 % V/V , τότε επειδή τα συστατικά ενός μείγματος βρίσκονται στις ίδιες συνθήκες P , T αυτό σημαίνει ότι και η περιεκτικότητα σε mol του συγκεκριμένου συστατικού θα είναι 20 % .

Δηλαδή V1 = Vολ => n1 = nολ

Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.

Μετά την αποκατάσταση κάθε χημικής ισορροπίας.

α) δεν γίνεται καμιά χημική αντίδραση.

β) γίνονται δύο αντιδράσεις με ίσες ταχύτητες.

γ) τα συνολικά mol των αντιδρώντων είναι ίσα με τα συνολικά mol των προϊόντων.

δ) δεν ισχύει τίποτα από τα παραπάνω.

Σε κενό δοχείο εισάγονται 1 mol N2 και 2 mol O2 τα οποία αντιδρούν στους θ οC σύμφωνα με την εξίσωση : Ν2(g) + Ο2(g) ⮀ 2 ΝΟ(g).

α) Για τον αριθμό n των mol του ΝΟ που θα υπάρχουν στην κατάσταση ισορροπίας, θα ισχύει:

i) n = 2 ii) n > 2 iii) n < 2 iv) n = 4

β) Για τον συνολικό αριθμό των mol (nολ) των αερίων μετά την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας θα ισχύει :

i) nολ = 3 ii) nολ < 3 iii) nολ > 3 iv) nολ = 2

Ισομοριακές ποσότητες των σωμάτων Α και Β αντιδρούν σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

A(g) + 3 B(g) ⮀ 2 Γ(g).

Ποια από τις παρακάτω σχέσεις ισχύει σε κάθε χρονική στιγμή:

α) [Α] = [Β] = [Γ] β) [Α] ≤ [Β] γ) [Α] ≥ [Β] δ) [Β]>[Γ]>[Α]

Η απόδοση κάθε αμφίδρομης αντίδρασης εκφράζει :

α) Το ποσοστό του καθενός από τα αρχικά σώματα που αντέδρασε.

β) Το ποσοστό με το οποίο αντέδρασε το σώμα εκείνο που είχε αρχικά τη μικρότερη μάζα.

γ) Το λόγο της μάζας των προϊόντων προς τη μάζα των αντιδρώντων.

δ) Το λόγο της μάζας οποιουδήποτε προϊόντος προς τη μάζα που θα παραγόταν από αυτό το προϊόν αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη.

Σε ένα δοχείο σε ορισμένες συνθήκες εισάγονται 1 mol N2 και 3 mol H2 και αποκαθιστάται η ισορροπία: Ν2(g) + 3Η2(g) ⮀ 2ΝΗ3(g). Στην κατάσταση ισορροπίας υπάρχουν 0,5 mol NH3.

Η απόδοση της αντίδρασης στις συνθήκες αυτές είναι:

α) 100% β) 50% γ) 25% δ) 12,5%.

Σε κενό δοχείο εισάγεται ορισμένη ποσότητα της ένωσης Α, η οποία αρχίζει να μετατρέπεται στην ένωση Β σε σταθερή θερμοκρασία. Το διπλανό σχήμα παριστάνει, τις συγκεντρώσεις των Α και Β σε συνάρτηση με το χρόνο. Η χημική εξίσωση της αντίδρασης που πραγματοποιήθηκε είναι:

t

C

C0

2C0

4C0

0

α) Α → Β β) Α ⮀ 2Β γ) 2Α ⮀ Β

δ) 2Α → Β ε) Α → 2Β ζ) Α ⮀ Β

**Ερωτήσεις συμπλήρωσης κενού.**

Οι μονόδρομες αντιδράσεις οδηγούν σε …………………… μετατροπή των αντιδρώντων σε προϊόντα εφ’ όσον τα αντιδρώντα αναμειγνύονται με ……………….. αναλογία, ενώ οι ……………………… αντιδράσεις οδηγούν σε μερική μετατροπή των αντιδρώντων σε προϊόντα.

Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας συνυπάρχουν ποσότητες από όλα τα …………………… τα ………………….και ……………………. χωρίς οι ποσότητες τους να ……………………….. με την πάροδο του χρόνου, εφόσον οι συνθήκες παραμένουν σταθερές. Ομογενή ισορροπία έχουμε όταν τα αντιδρώντα και …………………………… …………………………………. .

Η χημική ισορροπία είναι ……………… δηλαδή και τα δυο φαινόμενα πραγματοποιούνται, αλλά στη μονάδα του χρόνου όσα mol ενός …………. ή ………. καταναλώνονται τόσα ακριβώς …………………………

Μονόδρομες ή …………………. ονομάζονται οι αντιδράσεις που ………………… προς …….... κατεύθυνση και στις οποίες το ………….……… που δε βρίσκεται σε …………….…… καταναλώνεται πλήρως. Αμφίδρομες ονομάζονται οι αντιδράσεις οι οποίες σε ορισμένες συνθήκες …………………. και προς τις δυο ………………… και καταλήγουν σε κατάσταση ……………….. …………………….

Ερωτήσεις σωστό – λάθος με αιτιολόγηση.

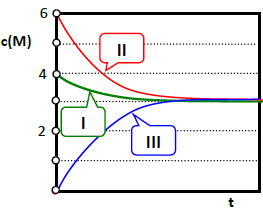
Ποιες από τις παρακάτω προτάσεις που αναφέρονται στην κατάσταση χημικής ισορροπίας , είναι σωστές;

α) Δεν πραγματοποιείται καμία αντίδραση.

β) Οι ταχύτητες των δυο αντιδράσεων είναι ίσες.

γ) Η ποσοτική σύσταση του μίγματος ισορροπίας δεν μεταβάλλεται.

δ) Ο αριθμός mol των αντιδρώντων είναι ίσος με τον αριθμό mol των προϊόντων.

 Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται ποσότητες από τις ενώσεις Α και Β, οπότε με την πάροδο του χρόνου αποκαθίσταται η ισορροπία: A(g) + xB(g) ⮀ 3Γ(g). Στο διάγραμμα που ακολουθεί παριστάνονται οι καμπύλες αντίδρασης των 3 συστατικών της από t = 0 μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας (t = tv). Με βάση τα δεδομένα αυτά τι από τα παρακάτω ισχύει:

α) Οι αρχικές ποσότητες των Α και Β είναι ισομοριακές.

β) O συντελεστής x είναι ίσος με 2.

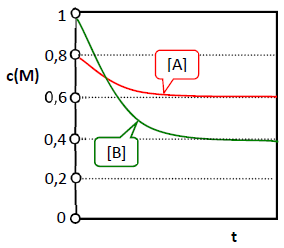
γ) Η καμπύλη ΙΙ αντιστοιχεί στο σώμα Β.

δ) Για κάθε χρονική στιγμή t < tv θα ισχύει: [B] < [A].

**Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

Έστω η αντίδραση: 2Α(g) + Β(g) ⮀ 2Γ(g). Σε κλειστό δοχείο εισάγονται 5 mol από το σώμα Α και 4 mol από το σώμα Β. Αν η απόδοση της αντίδρασης είναι 40%, να βρείτε τα mol των σωμάτων στην κατάσταση χημικής ισορροπίας. Απ: 3 mol Α – 3 mol Β – 2 mol Γ

Σε δοχείο όγκου V εισάγουμε ποσότητες από τα αέρια Α και Β, υπό σταθερή θερμοκρασία θoC και αποκαθίσταται η ισορροπία: Α(g) + λΒ(g) ⮀ μΓ(g) + 2Δ(g)

Για την ισορροπία αυτή, πήραμε τις καμπύλες συγκεντρώσεων των αντιδρώντων συστατικών Α και Β, που εμφανίζονται στο διπλανό διάγραμμα.

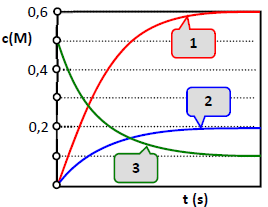
α) i. Να προσδιορίσετε την τιμή του συντελεστή λ.

ii. Αν κατά τη διάρκεια της αντίδρασης η ολική πίεση στο δοχείο παραμένει σταθερή, ποιος ο συντελεστής (μ) του συστατικού Γ;

β) Να κατασκευάσετε τα αντίστοιχα διαγράμματα για τα προϊόντα Γ και Δ.

γ) Να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης. ( α = 60%)

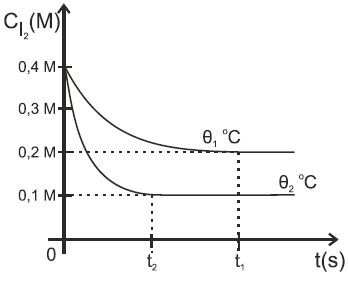
Σε δοχείο σταθερού όγκου 1 L εισάγουμε 0,5 mol Α(g), οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:

2A(g) ⮀ B(g) + λΓ(g). Οι καμπύλες αντίδρασης για τα σώματα Α, Β και Γ δίνονται στα διπλανά διαγράμματα.

α) Σε ποιο από τα σώματα της αντίδρασης αντιστοιχεί η κάθε καμπύλη 1, 2 και 3; Ποια η τιμή του συντελεστή λ;

β) Ποια ποσότητα (σε mol) από τα προϊόντα Β και Γ θα σχηματίζονταν αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη;

γ) Να προσδιοριστεί η απόδοση της αντίδρασης. ( α = 80%)

** ΕΠΑΝ 2022.** Ορισμένη ποσότητα I2 διοχετεύεται σε δοχείο όγκου V, όπου πραγματοποιείται η ακόλουθη αντίδραση: 

Η παραπάνω αντίδραση πραγματοποιείται σε δυο διαφορετικές θερμοκρασίες θ1 και θ2 . Στο διπλανό σχήμα παριστάνονται οι αντίστοιχες καμπύλες αντίδρασης.

α) Ποια χρονική στιγμή η ταχύτητα υ2 παίρνει τη μέγιστη τιμή της και ποια είναι η σχέση της με την ταχύτητα υ1 την ίδια χρονική στιγμή; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας. (μον. 2)

β) Ποια είναι η τιμή του ρυθμού μεταβολής της συγκέντρωσης του Ι2 , d[Ι2]/dt , τη στιγμή που η υ2 γίνεται μέγιστη; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας. (μον. 2)

**ΑΣΚΗΣΕΙΣ**

Σε κλειστό δοχείο εισάγονται 5 mol SO2 και 3 mol O2 , οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:

2SO2(g) + O2(g) ⮀ 2SO3(g) .

Το μίγμα ισορροπίας περιέχει 4 mol SO3. Να βρείτε την απόδοση της αντίδρασης.

Απ: α = 0,8 ή 80%

Σε δοχείο σταθερού όγκου 4 lit, στους 327 οC, εισάγονται 0,6 mol COCl2 οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: COCl2(g) ⮀ CO(g) + Cl2(g). Αν το μίγμα ισορροπίας ασκεί πίεση 12,3 atm, να βρεθούν: α) Ο βαθμός διάσπασης του COCl2. β) Η συγκέντρωση κάθε αερίου στην ισορροπία.

Απ: α = 0,667 ή 66,7% 0,05 - 0,1 - 0,1 Μ

Αέριο μίγμα που περιέχει 2 mol N2 και 8 mol H2 εισάγεται σε δοχείο σταθερού όγκου. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία αποκαθίσταται η ισορροπία: N2(g) + 3H2(g) ⮀ 2NH3(g)

Αν ο λόγος των αρχικών mol προς τα mol του μίγματος ισορροπίας είναι 20/14 , να βρείτε την απόδοση της αντίδρασης.

Απ: α = 0,75 ή 75%

Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται κ mol A και λ mol B. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία αποκαθίσταται η ισορροπία : 2A(g) + B(g) ⮀ 2Γ(g)

Αν το μίγμα ισορροπίας περιέχει ισομοριακές ποσότητες από τα συστατικά του, να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης.

Απ: 50 %

Σε κλειστό δοχείο θερμαίνεται ποσότητα COCl2 και διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

COCl2(g) ⮀ CO(g) + Cl2(g).

Αν το μίγμα ισορροπίας περιέχει 20% V/V Cl2 να υπολογιστεί το ποσοστό διάσπασης του COCl2

Απ: α = 0,25 ή 25%

Αέριο μίγμα όγκου 89,6 lit μετρημένα σε STP, αποτελείται από Ν2 και Η2 με αναλογία mol 1:3 αντίστοιχα. Το μείγμα αυτό εισάγεται σε δοχείο όγκου 3 lit και θερμαίνεται στους θ0C. Μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας: Ν2(g) + 3Η2(g) ⮀ 2ΝΗ3(g),

το γραμμομοριακό κλάσμα της ΝΗ3 βρέθηκε 0,6. Να βρεθούν:

α) Τα mol των σωμάτων στην ισορροπία. β) Η απόδοση της αντίδρασης.

Απ: 0,25-0,75-1,5 mol α = 0,75 ή 75%

Σε δοχείο όγκου 10 lit που περιέχει 60 gr C με μορφή σκόνης, διαβιβάζονται 44,8 lit CO2 μετρημένα σε STP. Το σύστημα θερμαίνεται στους 727ο C, οπότε μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας: C(s) + CO2(g) ⮀ 2CO(g), βρέθηκαν στο δοχείο 100 gr αερίων. Να υπολογίσετε:

α) την απόδοση της αντίδρασης,

β) την ολική πίεση των αερίων στην κατάσταση ισορροπίας.

Απ: α) α = 0,5 ή 50%, β) 24,6 atm

Σε δοχείο όγκου 2 lit περιέχονται 60 gr ισομοριακού μείγματος Ν2 και Η2. Θερμαίνουμε το μίγμα στους 527 οC, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: Ν2(g) + 3Η2(g) ⮀ 2ΝΗ3(g). Διαπιστώνουμε ότι το μείγμα ισορροπίας περιέχει 0,8 mol NH3.

α) Υπολογίστε την απόδοση της αντίδρασης και την ολική πίεση του μείγματος ισορροπίας.

β) Σχεδιάστε σε κοινό διάγραμμα τη γραφική παράσταση της συγκέντρωσης του Ν2 του Η2 και της ΝΗ3 σε συνάρτηση με το χρόνο.

Απ: α) α = 0,6 ή 60%, 104,96 atm

Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου στους 227ο C εισάγεται ποσότητα αερίου Α και διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: 2Α(g) ⮀ 2Β(g) + Γ(g).

Αν το μίγμα ισορροπίας έχει πυκνότητα 2,3 gr/lit και ασκεί ολική πίεση 2,46 atm να βρείτε τον βαθμός διάσπασης του αερίου Α. Δίνεται η σχετική μοριακή μάζα για τοΑ: Μr(A) = 46.

Απ: α = 0,4 ή 40%

Σε δοχείο σταθερού όγκου βρίσκεται CO2 σε θερμοκρασία 427ο C και πίεση 10 atm. Με θέρμανση στους 1127ο C το CO2 διασπάται μερικώς σε CO και Ο2 , οπότε αποκαθίσταται η χημική ισορροπία: 2CO2(g) ⮀ 2CO(g) + O2(g). Αν η πίεση του μίγματος ισορροπίας είναι 22,5 atm, να υπολογίσετε τον βαθμό διάσπασης του CO2.

Απ: α = 0,25 ή 25 %

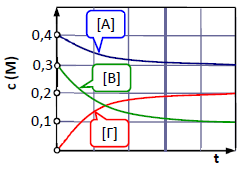
Σε δοχείο μεταβλητού όγκου εισάγεται ποσότητα Ν2O4 η οποία ασκεί πίεση P. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία και την πίεση αποκαθίσταται η ισορροπία: Ν2O4(g) ⮀ 2ΝO2(g).

Στην κατάσταση ισορροπίας παρατηρείται αύξηση του όγκου του δοχείου κατά 60%.

α) Να εξηγήσετε γιατί αυξάνεται ο όγκος του δοχείου.

β) Να υπολογίσετε τον βαθμό διάσπασης του Ν2O4.

Απ: α = 0,6 ή 60 %

Σε δοχείο όγκου V = 2 L εισάγονται ποσότητες από τα σώματα Α(g) και Β(g) που αντιδρούν σύμφωνα με την εξίσωση: A(g) + xB(g) ⮀ yΓ(g). Στο διάγραμμα που ακολουθεί εμφανίζονται οι καμπύλες αντίδρασης για τα τρία σώματα που συμμετέχουν στην ισορροπία.

α) Ποιοι οι συντελεστές (x και y) των σωμάτων Β και Γ;

β) Ποια η θεωρητική ποσότητα σχηματισμού του Γ;

γ) Ποια η απόδοση της αντίδρασης;

Απ: α) x = y = 2 β) 0,6 mol γ) α = 0,67 ή 67 %

Σε δοχείο σταθερού όγκου 4 lit και σε σταθερή θερμοκρασία 127 oC εισάγονται ορισμένες ποσότητες από τα αέρια Α και Β , οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: Α(g) + 3Β(g) ⮀ Γ(g) + 2Δ(g).

Στο επόμενο διάγραμμα παριστάνονται οι συγκεντρώσεις δυο συστατικών της αντίδρασης σε συνάρτηση με το χρόνο.

C M

t sec

100

0

0,1

0,2

0,25

I

II

α) Σε ποιο σώμα αντιστοιχεί η κάθε καμπύλη;

β) Να υπολογιστεί η σύσταση του μείγματος ισορροπίας σε mol και η απόδοση της αντίδρασης;

γ) Ποια είναι η ολική πίεση του μίγματος ισορροπίας;

δ) Ποια είναι η μέση ταχύτητα της αντίδρασης από την έναρξη μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας;

Απ: β) 0,8-0,4-0,2-0,4 mol & 60% γ) 14,76 atm δ) 5 10-4 Μ/sec.

Το επόμενο διάγραμμα παριστάνει τις συγκεντρώσεις των συστατικών σε συνάρτηση με το χρόνο για την ισορροπία: 2Α(g) + Β(g) ⮀ 2Γ(g). Να εξηγήσετε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες είναι λανθασμένες.

C M

t sec

100

0

0,3

0,6

I

III

II

α) Η καμπύλη (Ι) αντιστοιχεί στο Α.

β) Το συστατικό Β είναι σε περίσσεια.

γ) Στην κατάσταση ισορροπίας ισχύει [Β] = 0,45 Μ.

δ) Η απόδοση της αντίδρασης είναι 50 %.

ε) Το ποσοστό που αντέδρασε από το Β είναι 33,3 %

στ) Η μέση ταχύτητα της αντίδρασης από την έναρξη μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας είναι 3 10-3 Μ/sec.

**ΠΑΝ 2021.** Σε δοχείο σταθερού όγκου V = 1 L εισάγονται 2 mol CaCO3(s) . Το δοχείο θερμαίνεται στους θ oC, οπότε το CaCO3(s) διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

CaCO3(s) ⮀ CaO(s) + CO2(g)

Ο μέγιστος ρυθμός μεταβολής συγκέντρωσης του CO2 είναι υ = 0,4 Μ/min και ο βαθμός διάσπασης του CaCO3(s) είναι 0,5. Αν οι αντιδράσεις και προς τις δύο κατευθύνσεις της χημικής ισορροπίας είναι στοιχειώδεις (απλές) τότε:

α) να γράψετε τον νόμο ταχύτητας της αντίδρασης διάσπασης του CaCO3(s) (μονάδες 2), καθώς και τον νόμο της αντίθετης αντίδρασης (μονάδες 2).

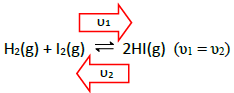
β) να υπολογίσετε τις τιμές και τις μονάδες των σταθερών ταχύτητας k1 και k2 (μονάδες 4).

Απ: α) β) k1 = 0,4 Μ/ min k2 = 0,4 /min

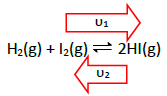
**Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση χημικής ισορροπίας**

**Αρχή Le Chatelier**

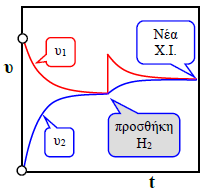
Ας υποθέσουμε ότι σε ένα κλειστό δοχείο έχει αποκατασταθεί η «γνωστή» ισορροπία,



υπό σταθερή θερμοκρασία και πίεση. Προσθέτουμε «ξαφνικά» στο δοχείο κάποια επιπλέον ποσότητα Η2(g), οπότε η [Η2] θα αυξηθεί απότομα. Έτσι, η ταχύτητα της αντίδρασης προς τα δεξιά (υ1) θα γίνει μεγαλύτερη από την ταχύτητα της αντίδρασης προς τα αριστερά (υ2) με αποτέλεσμα να σχηματίζεται μεγαλύτερη ποσότητα ΗΙ από αυτή που διασπάται:



Με την πάροδο του χρόνου η υ1 μειώνεται ενώ η υ2 αυξάνεται, οπότε θα έλθει κάποια στιγμή όπου οι δύο ταχύτητες θα εξισωθούν και πάλι και θα αποκατασταθεί νέα ισορροπία στην οποία οι νέες συγκεντρώσεις των Η2, I2 και HI θα παραμένουν από κει και πέρα αναλλοίωτες! Καθώς στη νέα αυτή «θέση» της ισορροπίας υπάρχει μεγαλύτερη ποσότητα ΗΙ, λέμε ότι η χημική ισορροπία «μετατοπίστηκε» προς τα δεξιά.



Οι παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση χημικής ισορροπίας είναι:

**Α)** Η **συγκέντρωση** των σωμάτων που μετέχουν στην αντίδραση.

**Β)** Η **πίεση**, όταν στην ισορροπία συμμετέχουν αέρια.

**Γ)** Η **θερμοκρασία**.

Όταν μεταβληθεί ένας ή περισσότεροι από τους παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση ισορροπίας, τότε η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά ή τα αριστερά. Αυτό σημαίνει ότι η μια από τις αντιδράσεις γίνεται προς στιγμήν με μεγαλύτερη ταχύτητα μέχρι στο σύστημα να αποκατασταθεί μια νέα κατάσταση χημικής ισορροπίας.

Η μετατόπιση της χημικής ισορροπίας καθορίζεται από την **Αρχή Le Chatelier:**

« Όταν ένα σύστημα βρίσκεται σε χημική ισορροπία και μεταβληθεί ένας από τους παράγοντες της χημικής ισορροπίας ( συγκέντρωση , πίεση , θερμοκρασία ), τότε το σύστημα μετατοπίζει τη θέση της χημικής ισορροπίας προς την κατεύθυνση εκείνη η οποία τείνει να εξουδετερώσει την μεταβολή που επιβάλλαμε στο σύστημα.»

**1) ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ:**

**Αύξηση της συγκέντρωσης** ενός σώματος προκαλεί μετατόπιση της ισορροπίας προς την κατεύθυνση που μειώνεται η συγκέντρωση του σώματος αυτού.

Π.χ. Έστω η αντίδραση : Ν2 + 3Η2 ⮀ 2ΝΗ3

Αν η  αυξηθεί τότε η Χ.Ι. μετατοπίζεται δεξιά.

**Μείωση της συγκέντρωσης** ενός σώματος προκαλεί μετατόπιση της ισορροπίας προς την κατεύθυνση που αυξάνεται η συγκέντρωση του σώματος αυτού.

Π.χ. Έστω η αντίδραση : Η2 + Ι2 ⮀ 2ΗΙ

Αν η  μειωθεί τότε η Χ.Ι μετατοπίζεται αριστερά.

# S.O.S ? Αν σε μια αντίδραση περιέχεται ένα στερεό σώμα, τότε επειδή η συγκέντρωση του στερεού δεν μεταβάλλεται με προσθήκη ή αφαίρεση ποσότητας του στερεού, η Χ.Ι. δεν μετατοπίζεται. Π.χ CαCO3(S) ⮀ CαΟ(S) + CO2(g)

Προσθήκη ή αφαίρεση CαΟ(S) δεν μετατοπίζει την Χ.Ι.

**2) ΠΙΕΣΗ:**

Η μεταβολή της πίεσης λόγω **μείωσης του όγκου του δοχείου** μετατοπίζει τη χημική ισορροπία **ΜΟΝΟ ΑΝ** υπάρχουν οι εξής προϋπόθεσης:

*α) Στην ισορροπία να συμμετέχει ένα τουλάχιστον αέριο σώμα.*

*β) Η αντίδραση να συνοδεύεται από μεταβολή του συνολικού αριθμού των mol των αερίων.*

**Αύξηση της ολικής πίεσης** των σωμάτων της αντίδρασης, λόγω μείωσης του όγκου του δοχείου προκαλεί μετατόπιση της ισορροπίας προς την κατεύθυνση που μειώνονται τα συνολικά mole των σωμάτων της αντίδρασης. Π.χ. Ν2(g)  + 3H2(g) ⮀ 2NH3 (g)

Αν η Ρολ αυξηθεί τότε η Χ.Ι μετατοπίζεται δεξιά.

Διότι από 4 mol (N2 και Η2 συνολικά) παράγονται 2 mol NH3 οπότε έτσι μειώνονται τα συνολικά mol στο δοχείο , άρα και η πίεση.

**Μείωση της ολικής πίεσης** των σωμάτων της αντίδρασης, λόγω αύξησης του όγκου του δοχείου προκαλεί μετατόπιση της ισορροπίας προς την κατεύθυνση που αυξάνονται τα συνολικά mole των σωμάτων της αντίδρασης. Π.χ 2SO2(g) + O2(g) ⮀ 2SO3(g).

Αν η Ρολ μειωθεί τότε η Χ.Ι. μετατοπίζεται αριστερά, διότι από 2 mol SO3 παράγονται συνολικά 3 mol (SO2 και Ο2).

**⮚Παρατηρήσεις:**

Η μεταβολή της πίεσης επηρεάζει τη θέση της χημικής ισορροπίας μόνο όταν προκαλείται από **μεταβολή του όγκου** του δοχείου.

Αν η ολική πίεση στο δοχείο αυξηθεί, λόγω προσθήκης αδρανούς αερίου (με Vδοχ, Τ= σταθερά ) , τότε επειδή η ολική πίεση των σωμάτων της αντίδρασης δεν μεταβάλλεται, η θέση της ισορροπίας δεν μετατοπίζεται.

Όταν σε μια χημική αντίδραση ισχύει: **συνολικά mol αντιδρώντων = συνολικά mol προϊόντων** , τότε η μεταβολή της πίεσης δεν επηρεάζει τη θέση της ισορροπίας.

Π.χ. Η αντίδραση : Η2 + Ι2 ⮀ 2ΗΙ

**3) ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ:**

Το σύστημα της χημικής ισορροπίας προσπαθεί σε κάθε περίπτωση, να απορροφήσει τη θερμότητα που προσφέρουμε σ’ αυτό ή να αναπληρώσει την θερμότητα που αφαιρούμε απ’ αυτό.

**Αύξηση της θερμοκρασίας** προκαλεί μετατόπιση της ισορροπίας προς την **ενδόθερμη** κατεύθυνση της αντίδρασης, δηλαδή προς τα εκεί που απορροφάται θερμότητα.

Π.χ. 2SO2 + O2 ⮀ 2 SO3 , ΔΗ = -198 KJ (εξώθερμη)

Αν η θερμοκρασία αυξηθεί τότε η Χ.Ι. μετατοπίζεται αριστερά.

**Μείωση της θερμοκρασίας** προκαλεί μετατόπιση της ισορροπίας προς την **εξώθερμη** κατεύθυνση της αντίδρασης, δηλαδή προς τα εκεί που εκλύεται θερμότητα.

Π.χ. 2SO2 + O2 ⮀ 2 SO3, ΔΗ = -198 KJ (εξώθερμη)

Αν η θερμοκρασία μειωθεί τότε η Χ.Ι. μετατοπίζεται δεξιά.

Η αρχή Le Chatelier μπορεί να εφαρμοστεί ακόμα και σε ισορροπίες φυσικών μεταβολών π.χ. μεταβολές φυσικών καταστάσεων.

Έτσι, αν στην ισορροπία: Η2Ο(l) ⮀ H2O(g), ΔΗ > 0

που είναι ενδόθερμη, αυξήσουμε την θερμοκρασία η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά.

**Παρατήρηση 1η.**

Όταν μεταβάλλεται ένας από τους συντελεστές της χημικής ισορροπίας , τότε το σύστημα αντιδρά και προσπαθεί να εξουδετερώσει τη μεταβολή , χωρίς όμως να το επιτυγχάνει πλήρως.

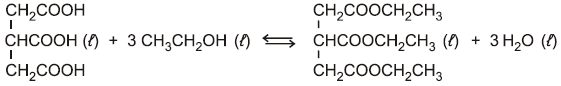
Για παράδειγμα , αν προσθέσουμε 1 mol ενός σώματος Α , τότε το σύστημα θα κινηθεί προς εκείνη την κατεύθυνση που το σώμα Α καταναλώνεται , με αποτέλεσμα x mol του σώματος Α να αντιδράσουν. Η ποσότητα όμως του Α που καταναλώνεται είναι μικρότερη του 1 mol που προσθέσαμε ( x < 1) .

**Παρατήρηση 2η.**

Οι **καταλύτες** δεν επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας. Οι καταλύτες επιταχύνουν και τις δύο αντίθετες αντιδράσεις στον ίδιο βαθμό, με αποτέλεσμα να μειώνουν το χρόνο που χρειάζεται για την αποκατάσταση της ισορροπίας.

Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής.

Η παρακάτω αμφίδρομη αντίδραση που πραγματοποιείται σε όξινο περιβάλλον:



α) μετατοπίζεται προς τα αριστερά, αν αυξηθεί η ποσότητα της αιθανόλης.

β) μετατοπίζεται προς τα δεξιά, αν προστεθεί ποσότητα ύδατος.

γ) μετατοπίζεται προς τα δεξιά, αν αυξηθεί η ποσότητα της αιθανόλης.

δ) δεν μετατοπίζεται, αν αυξηθεί η ποσότητα της αιθανόλης.

Σε ποια από τις παρακάτω περιπτώσεις θα μετατοπιστεί η χημική ισορροπία προς τα δεξιά:

Ν2(g) + 3H2(g) ⮀ 2NH3 (g), ΔΗ = -22 Κcal, αν:

α) Αυξήσουμε τη θερμοκρασία β) Αυξήσουμε τον όγκο του δοχείου

γ) Προσθέσουμε Ν2 . δ) Προσθέσουμε καταλύτη.

Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου γίνεται η αμφίδρομη αντίδραση που περιγράφεται από την χημική εξίσωση C(s) + H2O(g) ⮀ CO(g) + H2(g) . Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας προστίθεται ποσότητα στερεού C, χωρίς μεταβολή της θερμοκρασίας. Η προσθήκη αυτή επιφέρει :

α) αύξηση της συγκέντρωσης του CΟ β) μείωση της συγκέντρωσης του CΟ

γ) μεταβολή της σταθεράς χημικής ισορροπίας Κc δ) καμία μεταβολή.

Σε ένα δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: 3Fe(s) + 4H2O(g) ⮀ Fe3O4(s) + 4H2(g), ΔΗ <0.

Ποια από τις παρακάτω μεταβολές έχει σαν αποτέλεσμα την αύξηση της ποσότητας του Η2 που περιέχεται στο δοχείο.

α) η αύξηση της πίεσης β) η εισαγωγή υδρατμών.

γ) η αύξηση της θερμοκρασίας δ) η προσθήκη καταλύτη.

Το σύνολο των παραγόντων από τους οποίους επηρεάζεται η χημική ισορροπία:

3C2H2(g) ⮀ C6H6(g) , ΔΗ > O , είναι:

α) η πίεση και η θερμοκρασία . β) οι συγκεντρώσεις του C2H2 και του C6H6.

γ) οι συγκεντρώσεις των C2H2 και C6H6, η πίεση και η θερμοκρασία.

δ) η ποσότητα του καταλύτη (Fe), η πίεση και η θερμοκρασία.

Σε ποια από τις παρακάτω περιπτώσεις θα μετατοπιστεί η χημική ισορροπία:

Ν2(g) + O2(g) ⮀ 2NO(g), ΔΗ = – 44 Kcal και προς ποια κατεύθυνση:

α) Αν αυξήσουμε τον όγκο του δοχείου. β) Αν αυξήσουμε την πίεση

γ) Αν προσθέσουμε καταλύτη. δ) Αν ελαττώσουμε τη θερμοκρασία.

**** Τα διαγράμματα που ακολουθούν αναφέρονται στην χημική ισορροπία: Fe3+(aq) + SCN−(aq) ⮀ [Fe(SCN)]2+(aq), ΔΗ > 0

Ποια από τις παρακάτω μεταβολές πραγματοποιήθηκε τη χρονική στιγμή t1 στο σύστημα της παραπάνω χημικής ισορροπίας;

α) Προσθήκη επιπλέον ιόντων Fe3+(aq).

β) Μείωση της θερμοκρασίας.

γ) Απομάκρυνση ποσότητας ιόντων [Fe(SCN)]2+(aq) από την ισορροπία.

δ) Αύξηση της πίεσης, υπό σταθερή θερμοκρασία.

Η αύξηση της πίεσης με ελάττωση του όγκου του δοχείου στο οποίο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία Ν2(g) + 3H2(g) ⮀ 2NH3(g), θα οδηγήσει σε:

α) αύξηση της ποσότητας της NH3. β) αύξηση της ποσότητας των Ν2 και H2.

γ) αύξηση της ποσότητας των Ν2 , H2 και της NH3. δ) καμία μεταβολή ποσοτήτων.

Σε δύο δοχεία σταθερού όγκου βρίσκονται σε ισορροπία CO2(g), C(s) και CO(g), σύμφωνα με την αντίδραση: CO2(g) + C(s) ⮀ 2CO(g),

Στο πρώτο δοχείο προσθέτουμε CO(g) και C(s), ενώ στο δεύτερο προσθέτουμε CO2(g) και CO(g).

α) Και στα δύο δοχεία η χημική ισορροπία θα μετατοπιστεί οπωσδήποτε προς τα δεξιά.

β) Και στα δύο δοχεία η χημική ισορροπία θα μετατοπιστεί οπωσδήποτε προς τα αριστερά.

γ) Στο πρώτο δοχείο η χημική ισορροπία θα μετατοπιστεί οπωσδήποτε προς τα αριστερά, ενώ στο δεύτερο δεν επαρκούν τα δεδομένα για να αποφανθούμε.

δ) Σε κανένα από τα δύο δοχεία δεν επαρκούν τα δεδομένα προκειμένου να αποφανθούμε προς τα πού θα μετατοπιστεί η χημική ισορροπία.

**Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

Σε ένα δοχείο σταθερού όγκου έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

Ν2(g) + 3H2(g) ⮀ 2NH3(g), ΔΗ = -22 Κcal

Πως θα επηρεαστεί η θέση της ισορροπίας αν:

α) αυξήσουμε τη θερμοκρασία β) προσθέσουμε ορισμένη ποσότητα Η2.

γ) προσθέσουμε καταλύτη. δ) αυξήσουμε τον όγκο του δοχείου.

ε) προσθέσουμε ορισμένη ποσότητα ΝΗ3. στ) αφαιρέσουμε ορισμένη ποσότητα Ν2.

Να εξηγήσετε πως επηρεάζει η αύξηση της θερμοκρασίας τη θέση της ισορροπίας στις παρακάτω αντιδράσεις:

α) C(S) + CΟ2(g) ⮀ 2CΟ(g) ΔΗ1>0, β) Ν2(g) + O2(g) ⮀ 2NO(g), ΔΗ2<0

Σε δοχείο έχει αποκατασταθεί η χημική ισορροπία: A(g) + 2B(g) ⮀ Γ(g), ΔΗ > 0. Τη χρονική στιγμή t1 μεταβάλλουμε έναν από τους παράγοντες της ισορροπίας, οπότε από τη χρονική στιγμή t2 και μετά αποκαθίσταται νέα χημική ισορροπία. Οι μεταβολές των συγκεντρώσεων των 3 σωμάτων της ισορροπίας εμφανίζονται μαζί στο διάγραμμα που ακολουθεί.

α) Να εξηγήσετε το είδος της μεταβολής που έγινε τη χρονική στιγμή t1 και να αντιστοιχήσετε τις καμπύλες συγκεντρώσεων 1, 2 και 3 με τα σώματα Α(g), B(g) και Γ(g).

β) Πως θα μεταβαλλόταν η θέση της χημικής ισορροπίας:

i. με αύξηση της θερμοκρασίας, υπό σταθερό όγκο και

ii. Με αύξηση του όγκου υπό σταθερή θερμοκρασία.

Σε κλειστό δοχείο πραγματοποιείται η αντίδραση: λΑ(g) + **B(s)** ⮀ 2Γ(g), ΔΗ > 0

Παρατηρήθηκε ότι από την έναρξη της αντίδρασης μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας απορροφήθηκε ποσό θερμότητας q.

α) Η ισορροπία αυτή είναι ομογενής ή ετερογενής; Ποια καμπύλη του διαγράμματος που ακολουθεί αντιστοιχεί σε ποιο σώμα; Ποια η τιμή του συντελεστή λ για το σώμα Α;

β) Πως θα μεταβληθεί η θέση της παραπάνω ισορροπίας με:

i. Αύξηση της θερμοκρασίας του συστήματος, υπό σταθερό όγκο.

ii. Μείωση του όγκου του δοχείου, υπό σταθερή θερμοκρασία.

**ΠΑΝ 2017.** Ποσότητα ΗΙ 0,5 mol μεταφέρεται, με κατάλληλο τρόπο, σε δοχείο σταθερού όγκου, που περιέχει ισομοριακή ποσότητα αέριας ΝΗ3, οπότε αποκαθίσταται σε ορισμένη θερμοκρασία η χημική ισορροπία: ΝΗ3(g) + ΗΙ(g) ⮀ ΝΗ4Ι(s).

α) Πώς μεταβάλλεται η θέση της χημικής ισορροπίας , αν αφαιρεθεί μικρή ποσότητα στερεού ΝΗ4Ι; Θεωρούμε ότι ο όγκος που καταλαμβάνει το αέριο μίγμα στο δοχείο και η θερμοκρασία δεν μεταβάλλονται με την απομάκρυνση του στερεού ΝΗ4Ι. (μονάδα 1)

β) Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας (μονάδες 3).

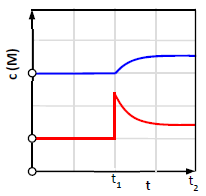
Δίνεται η οξείδωση του SO2, παρουσία καταλύτη V2O5(s) σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

2SO2(g) + O2(g) ⮀ 2SO3(g),

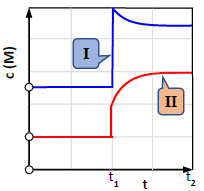
α) Να εξηγήσετε αν η κατάλυση είναι ομογενής ή ετερογενής.

β) Να εξηγήσετε την επίδραση του καταλύτη στον χρόνο αποκατάστασης της ισορροπίας καθώς και στη θέση της ισορροπίας. (μονάδες 2+4)

Σε δοχείο όγκου V, που βρίσκεται στους θ οC, περιέχονται x mol N2O4 και y mol NO2 (x > y) σε κατάσταση ισορροπίας σύμφωνα με την εξίσωση:

N2O4(g) ⮀ 2NO2(g), ΔΗ > 0

Τη χρονική στιγμή t1 μεταβάλλεται ένας από τους συντελεστές της χημικής ισορροπίας, οπότε οι συγκεντρώσεις των δύο αερίων μεταβάλλονται σε συνάρτηση με το χρόνο σύμφωνα με το παρακάτω διάγραμμα: Να εξηγήσετε ποιον από τους συντελεστές της χημικής ισορροπίας μεταβάλλαμε και με ποιο τρόπο.

**** Σε δοχείο έχει αποκατασταθεί η χημική ισορροπία: Α(s) + 2B(g) ⮀ 2Γ(g) + Δ(g), ΔΗ > 0. Τη χρονική στιγμή t1 μεταβάλλουμε έναν παράγοντα της χημικής ισορροπίας και αποκαθίσταται νέα χημική ισορροπία από τη χρονική στιγμή t2 και μετά. Στο διπλανό γράφημα αποδίδονται οι μεταβολές των συγκεντρώσεων για δύο από τα 4 σώματα της ισορροπίας.

α) Σε ποια σώματα αντιστοιχούν οι καμπύλες Ι και ΙΙ.

β) Ποιον από τους παράγοντες που ακολουθούν μεταβάλλαμε τη χρονική στιγμή t1;

i) Εισαγωγή καταλύτη.

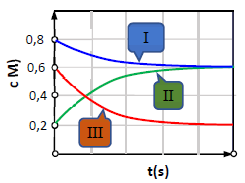
ii) Μείωση του όγκου του δοχείου υπό σταθερή θερμοκρασία.

iii) Αύξηση της θερμοκρασίας.

iv) Εισαγωγή επιπλέον ποσότητας Β(g).

Να αιτιολογήσετε την επιλογή σας.

Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε θερμοκρασία T εισάγονται ποσότητες από τα αέρια SO2(g), O2(g) και SO3(g) και αποκαθίσταται η ισορροπία: 2SO2(g) + O2(g) ⮀ 2SO3(g)

Το διάγραμμα που ακολουθεί παριστάνει τις συγκεντρώσεις των τριών αερίων σε συνάρτηση με το χρόνο.

α) i. Προς ποια κατεύθυνση πραγματοποιείται αντίδραση μέχρι την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας;

ii. Ποια από τις καμπύλες Ι, ΙΙ και ΙΙΙ αντιστοιχεί στο καθένα συστατικό;

β) Τη χρονική στιγμή t1 κατά τη διάρκεια διεξαγωγής της αντίδρασης, βρέθηκε ότι: [SO2] = [SO3]. Να υπολογίσετε τις συγκεντρώσεις των τριών ουσιών τη χρονική στιγμή t1.

Απ: 0,4 Μ – 0,7 Μ – 0,4 Μ.

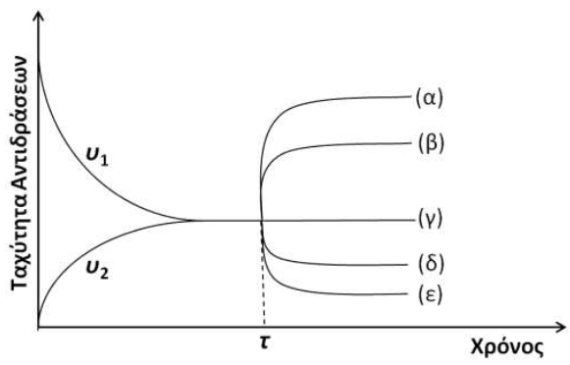
Σε υδατικό διάλυμα έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:



α) Να εξηγήσετε γιατί το κίτρινο χρώμα του διαλύματος ενισχύεται με την διάλυση ποσότητας NaCl(s), χωρίς μεταβολή στον όγκο του διαλύματος και χωρίς μεταβολή της θερμοκρασίας. Το NaCl στα υδατικά διαλύματα διίσταται πλήρως σε Na+ και Cl−.

β) Με θέρμανση του διαλύματος της παραπάνω ισορροπίας το χρώμα του διαλύματος μετατρέπεται σε μπλε. Να εξηγήσετε αν η αντίδραση προς τα δεξιά είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη.

Σε ένα κλειστό δοχείο αποκαθίσταται η ακόλουθη ισορροπία: Η2(g) + Ι2(g) ⮀ 2ΗΙ(g) (2)

όπου υ1 (δεξιά), υ2 (αριστερά) οι ταχύτητες των δύο αντιθέτων πορειών. Στο ακόλουθο διάγραμμα δίνονται οι μεταβολές των υ1, υ2 με το χρόνο. Τη χρονική στιγμή τ προστίθεται στο σύστημα κατάλληλος καταλύτης, οπότε η μεταβολή της υ1 ακολουθεί την καμπύλη (β).

i) Να εξηγήσετε ποια από τις καμπύλες (α), (β), (γ), (δ) και (ε) θα ακολουθήσει η υ2.

Αν στο ίδιο σύστημα τη χρονική στιγμή τ, αντί για την προσθήκη καταλύτη μεταβληθεί ο όγκος του δοχείου, τότε η υ1 ακολουθεί την καμπύλη (δ).

ii) Να εξηγήσετε ποια καμπύλη θα ακολουθήσει η υ2.

iii) Να εξηγήσετε αν αυξήθηκε ή μειώθηκε ο όγκος του δοχείου. (μονάδες 2+2+2=6)

Δίνεται η αντίδραση διάσπασης του ασβεστόλιθου (CaCO3) : CaCO3(s) ⮀ CaO(s) + CO2(g).

Σε τέσσερα κλειστά δοχεία τοποθετείται ποσότητα CaCO3(s) και το σύστημα καταλήγει σε ισορροπία. H αρχική ποσότητα του ασβεστόλιθου, ο σταθερός όγκος του κάθε δοχείου καθώς και η σταθερή θερμοκρασία στην οποία διεξάγονται τα πειράματα φαίνονται στον πίνακα.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Δοχείο** | **Αρχική ποσότητα CaCO3** | **Όγκος** | **Θερμοκρασία** |
| **Α** | 2 gr | V | T |
| **Β** | 4 gr | V | T |
| **Γ** | 2 gr | V | Τ΄ < Τ |
| **Δ** | 2 gr | 2V | T |

Ποια από τις παρακάτω σχέσεις α έως ε ισχύει για τη μάζα του CaO(s) στη θέση ισορροπίας στα τέσσερα δοχεία:

α) mΔ = mΓ = mΒ = mΑ β) mΔ < mΓ < mΒ = mΑ

γ) mΔ > mΒ = mΑ > mΓ δ) mΔ < mΒ = mΑ < mΓ ε) mΔ = mΓ < mΒ < mΑ

Να εξηγήσετε την απάντησή σας (μονάδες 1+4=5).

**Ασκήσεις**

**Παράγοντας συγκέντρωση.**

Σε δοχείο σταθερού όγκου βρίσκονται σε ισορροπία 2,8 mol NO , 0,6 mol Ο2 και 0,8 mol ΝΟ2  σύμφωνα με την εξίσωση: 2ΝΟ(g) + O2(g) ⮀ 2NO2(g),

Στο δοχείο προσθέτουμε 1 mol ΝΟ2. Στη νέα ισορροπία που αποκαθιστάται, τα mol του ΝΟ είναι τετραπλάσια από τα mol του Ο2. Να βρείτε τη σύσταση του μίγματος στην τελική θέση ισορροπίας.

Απ: 3,2 mol NO , 0,8 mol Ο2 και 1,4 mol ΝΟ2.

Σε δοχείο σταθερού όγκου 2 L και σε θερμοκρασία θ οC περιέχεται μίγμα 4 mol Η2, 4 mol Ι2 και 8 mol ΗΙ σε κατάσταση χημικής ισορροπίας που αποδίδεται με την εξίσωση:

2HΙ(g) ⮀ Ι2(g) + H2(g)

α) Πόσα επιπλέον mol HΙ πρέπει να προστεθούν στο δοχείο, στην ίδια θερμοκρασία, ώστε μετά την αποκατάσταση της νέας χημικής ισορροπίας να υπάρχουν στο δοχείο 5 mol Η2. Δίνεται ότι ο λόγος των πιέσεων στις δυο καταστάσεις ισορροπίας είναι 4/5.

β) Να υπολογιστούν οι συγκεντρώσεις όλων των ουσιών που υπάρχουν στο δοχείο στην τελική κατάσταση ισορροπίας.

Απ: α) 4 mol HΙ, β) 5 Μ – 2,5 Μ – 2,5 Μ.

Σε δοχείο σταθερού όγκου V = 10 lit περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 2 mol αερίου Α 1 mol αερίου Β και 1 mol αερίου Γ στους 500 Κ σύμφωνα με την εξίσωση: Α(g) ⮀ Β(g) + Γ(g),

Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία προσθέτουμε στο δοχείο ορισμένη ποσότητα σώματος Α. Στη νέα θέση ισορροπίας η περιεκτικότητα του Γ είναι ίση με 50/3 % V/V και η ολική πίεση στο δοχείο 49,2 atm. Να βρείτε τον αριθμό mol του Α που προσθέσαμε.

Απ: 7 mol A

**Παράγοντας θερμοκρασία.**

**ΕΠΑΝ 2016.** Η αμμωνία (ΝΗ3) παρασκευάζεται σύμφωνα με την αμφίδρομη αντίδραση που περιγράφεται από την παρακάτω χημική εξίσωση: Ν2(g) + 3 Η2(g) ⮀ 2 ΝΗ3(g)

Σε δοχείο όγκου 8 L, σε θερμοκρασία θ1 εισάγονται 5 mol Ν2 και 11 mol H2. Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας διαπιστώνεται ότι η ποσότητα της αμμωνίας είναι 2 mol.

α) Να υπολογίσετε την απόδοση (με μορφή κλασματικού αριθμού) της αντίδρασης σύνθεσης της αμμωνίας.

β) Αν η θερμοκρασία του μίγματος ισορροπίας γίνει θ2, όπου θ2 > θ1, τότε τα συνολικά mol του μίγματος ισορροπίας γίνονται 15. Να χαρακτηρίσετε την αντίδραση σχηματισμού της αμμωνίας ως ενδόθερμη ή εξώθερμη. Να αιτιολογήσετε την απάντηση σας.

γ) Να βρείτε τη σύσταση του μείγματος στη νέα θέση χημικής ισορροπίας.

Απ: α) 3/11 β) εξώθερμη γ) 4,5 mol Ν2-9,5 mol Η2-1 mol ΝΗ3

Σε δοχείο σταθερού όγκου V και σε θερμοκρασία Τ1 περιέχεται μείγμα Ν2Ο4 και ΝΟ2 με αναλογία mol 2:1 αντίστοιχα σε κατάσταση ισορροπίας , σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

Ν2Ο4(g) ⮀ 2ΝΟ2(g)

Η ολική πίεση στο δοχείο στην κατάσταση ισορροπίας είναι 3 atm.

Αυξάνουμε τη θερμοκρασία του συστήματος σε Τ2 = 3Τ1 , οπότε αποκαθίσταται νέα ισορροπία στην οποία το μείγμα ισορροπίας είναι ισομοριακό.

α) Να εξετάσετε αν η αντίδραση διάσπασης του Ν2Ο4 είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη.

β) Να υπολογίσετε την ολική πίεση στο δοχείο στην νέα κατάσταση ισορροπίας.

Απ: α) ενδόθερμη , β) 10 atm.

Σε δοχείο σταθερού όγκου και σε θερμοκρασία 800 οΚ εισάγονται 4 mol ισομοριακού μίγματος Ν2, και Ο2 τα οποία αντιδρούν σύμφωνα με την εξίσωση:

Ν2(g) + Ο2(g) ⮀ 2ΝΟ(g) , ΔΗ = +44 Κcal.

α) Μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας το σύστημα έχει απορροφήσει θερμότητα 17,6 Κcal. Να βρείτε την απόδοση της αντίδρασης.

β) Το μίγμα ισορροπίας θερμαίνεται στους 1.200 οΚ , οπότε αποκαθίσταται νέα ισορροπία. Αν η νέα απόδοση της αντίδρασης είναι 30% , να βρείτε το ποσό θερμότητας που απορροφήθηκε μέχρι την αποκατάσταση της νέας ισορροπίας.

γ) Να βρείτε τον λόγο των πιέσεων στις δυο καταστάσεις ισορροπίας.

Απ: α) 20 % β) 8,8 Κcal. γ) 2/3

**Παράγοντας πίεση.**

Σε δοχείο όγκου V περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 8 mol ισομοριακού μίγματος Ν2O4, και ΝO2 σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: Ν2O4(g) ⮀ 2ΝO2(g),

Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία τριπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου, οπότε ο λόγος των πιέσεων στις δυο θέσεις ισορροπίας γίνεται ;ίσος με .

Να βρείτε τη σύσταση του μίγματος στη νέα χημική ισορροπία.

Απ: 3 mol Ν2O4 , 6 mol ΝO2.

Σε δοχείο όγκου 10 lit βρίσκονται σε ισορροπία 1 mol CO , 1 mol Cl2 και 1 mol COCl2 σύμφωνα με την εξίσωση: CO(g) + Cl2(g)  ⮀ COCl2 (g),

Η πίεση στο δοχείο είναι 12,3 atm. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία αυξάνουμε τον όγκο του δοχείου. Όταν αποκατασταθεί η νέα χημική ισορροπία , το μίγμα ισορροπίας ασκεί πίεση 10 atm και περιέχει 0,7 mol COCl2 .

Να βρείτε τον τελικό όγκο του δοχείου.

Απ: 13,53 lit

**ΣΤΑΘΕΡΑ ΧΗΜΙΚΗΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ Kc.**

**Νόμος της χημικής ισορροπίας – Σταθερά χημικής ισορροπίας Κc.**

Έστω η αμφίδρομη αντίδραση: αΑ(g) + β Β(g) ⮀ γ Γ (g) + δ Δ(g)

Αποδεικνύεται πειραματικά ότι ανεξάρτητα από τις αρχικές συγκεντρώσεις, στην κατάσταση χημικής ισορροπίας οι συγκεντρώσεις των συστατικών Α, Β , Γ και Δ είναι τέτοιες ώστε ο λόγος  να έχει μια σταθερή τιμή, σε μια ορισμένη θερμοκρασία.

Ο λόγος αυτός ονομάζεται **σταθερά χημικής ισορροπίας** και συμβολίζεται με Κc.

Δηλαδή στη κατάσταση χημικής ισορροπίας ισχύει:

ΚC = .

Η σχέση αυτή αποτελεί τη μαθηματική έκφραση του **νόμου της χημικής ισορροπίας**.

**ΑΠΟΔΕΙΞΗ ΤΟΥ ΝΟΜΟΥ ΧΗΜΙΚΗΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ.**

Με βάση το νόμο της ταχύτητας, η ταχύτητα της αντίδρασης προς τα δεξιά είναι:

υ1 = k1[A]α[B]β και αντίστοιχα προς τα αριστερά είναι: υ2 = k2[Γ]γ[Δ]δ .

Στην ισορροπία όμως έχουμε: υ1 = υ2 οπότε k1[A]α[B]β = k2[Γ]γ[Δ]δ =>

Κc =  = .

Σε μια αμφίδρομη αντίδραση οι όροι «αντιδρώντα» και « προϊόντα» δεν έχουν νόημα, αφού όλα τα σώματα αντιδρούν και όλα παράγονται. Κατά σύμβαση, **αντιδρώντα θεωρούνται τα σώματα που εμφανίζονται στο αριστερό μέρος της αμφίδρομης αντίδρασης και προϊόντα τα σώματα που εμφανίζονται στο δεξιό μέρος**, ανεξάρτητα από το ότι η αντίδραση πραγματοποιείται και προς τις δυο κατευθύνσεις.

**🟍🟍🟍 Παρατηρήσεις!**

**1)** Η τιμή της σταθεράς Κc για μια συγκεκριμένη αντίδραση εξαρτάται **μόνο** από τη **θερμοκρασία** και είναι ανεξάρτητη από τις αρχικές συγκεντρώσεις των αντιδρώντων και τους άλλους παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση της ισορροπίας.

🖙 Όταν η μεταβολή της θερμοκρασίας μετατοπίζει τη θέση της χημικής ισορροπίας προς τα δεξιά , η τιμή της Κc αυξάνεται.

🖙 Αντίστοιχα, όταν η μεταβολή της θερμοκρασίας μετατοπίζει τη θέση της χημικής ισορροπίας προς τα αριστερά , η τιμή της Κc μειώνεται.

**2)** Η σταθερά ισορροπίας δεν έχει πάντοτε τις ίδιες μονάδες , γιατί οι μονάδες της εξαρτώνται από τους στοιχειομετρικούς συντελεστές της συγκεκριμένης χημικής εξίσωσης.

Επειδή , οι συγκεντρώσεις εκφράζονται σε mol/lit οι μονάδες της Κc είναι (mol/lit)γ+δ-(α+β).

Στις περισσότερες περιπτώσεις η τιμή της Κc αναφέρεται χωρίς μονάδες.

**3)** Η τιμή της Kc δεν αναφέρεται στη χημική ισορροπία (δηλ. στο χημικό φαινόμενο) που πραγματοποιείται, αλλά στη χημική εξίσωση που περιγράφει την ισορροπία. Γι’ αυτό και η τιμή της αλλάζει, όταν αλλάξει ο τρόπος που γράφεται η χημική εξίσωση, ανεξάρτητα αν περιγράφεται πάντα η ίδια ισορροπία. Η Kc μιας ορισμένης χημικής εξίσωσης (με συγκεκριμένη φορά και συντελεστές) αλλάζει τιμή, μόνο αν αλλάξει η θερμοκρασία.

Π.χ.Η2(g) + Ι2(g) ⮀ 2 ΗΙ (g), Κc = 

2ΗΙ (g) ⮀ Η2(g) + Ι2(g) Kc΄ =  Ισχύει: K = 

Δηλαδή  **, αν γράψουμε τη χημική εξίσωση με αντίθετη φορά, η Κc αντιστρέφεται.**

**4)** Η τιμή της σταθεράς Κc μεταβάλλεται όταν αλλάζουν οι συντελεστές της χημικής εξίσωσης.

Π.χ.Για την χημική εξίσωση: Α(g) ⮀ Β (g)  + Γ(g)  είναι Κc = 

Για την χημική εξίσωση: νΑ(g) ⮀ νΒ (g)  + νΓ(g)  είναι Kc΄ =  ⇨ Kc΄ = (Κc)ν

**5)** Στις ετερογενείς ισορροπίες στην έκφραση της Κc δεν περιλαμβάνονται οι συγκεντρώσεις των **στερεών** ή των καθαρών **υγρών**.

Π.χ CαCO3(s) ⮀ CαΟ(s) + CO2(g), Kc = [CO2]

Π.χ PCl5(ℓ) ⮀ PCl3(ℓ) + Cl2(g) Κc = [Cl2]

**6)** Αμφίδρομη αντίδραση που γίνεται σε δυο στάδια.

1ο στάδιο: 2 Α ⮀ Α2 με Κc1

2ο στάδιο: Α2 + Β ⮀ Α2Β με Κc2

Συνολική: 2 Α + Β ⮀ Α2Β αποδεικνύεται ότι Κcολ = Κc1 x Κc2

**7)** Όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της Κc , τόσο περισσότερο μετατοπισμένη είναι η θέση της Χ.Ι. προς τα δεξιά . Όσο μικρότερη είναι η τιμή της Κc , τόσο περισσότερο μετατοπισμένη είναι η θέση της Χ.Ι. προς τα αριστερά .

Αν η Κc → ∞ τότε η αμφίδρομη αντίδραση είναι μονόδρομη προς τα δεξιά.

Αν η Κc → 0. τότε η αμφίδρομη αντίδραση είναι μονόδρομη προς τα αριστερά.

**8)** Η τιμή της Kc αποτελεί μέτρο για την απόδοση μίας αμφίδρομης αντίδρασης. Όσο πιο μεγάλη είναι η τιμή της Kc, τόσο πιο μεγάλη η απόδοση της αντίδρασης.

**ΠΗΛΙΚΟ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ QC**

***Καθορισμός της κατεύθυνσης προς την οποία θα εκδηλωθεί αντίδραση αν έχουμε τυχαίες ποσότητες αντιδρώντων και προϊόντων.***

***Αποδεικνύεται ότι:*** ***,***

*όπου υ1 η ταχύτητα αντίδρασης προς τα δεξιά και υ2 προς τα αριστερά.*

● Αν QC < KC , τότε υ1 > υ2: Το σύστημα κινείται προς τα **ΔΕΞΙΑ,** ώστε να καταναλωθούν αντιδρώντα και να παραχθούν προϊόντα και έτσι να αυξηθεί το QC και να γίνει ίσο με την KC.

● Αν QC > KC, τότε υ1 < υ2: Το σύστημα κινείται προς τα **ΑΡΙΣΤΕΡΑ,** ώστε να καταναλωθούν προϊόντα και να παραχθούν αντιδρώντα και έτσι να μειωθεί το QC και να γίνει ίσο με την KC.

● Αν QC = KC, τότε υ1 = υ2: Το σύστημα είναι σε **ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ** , γιατί οι συγκεντρώσεις των σωμάτων ικανοποιούν την Κc.

**ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ:** Δίνεται η χημική ισορροπία.

PCl5(g) ⮀ PCl3(g) + Cl2(g), ΔΗ > 0.

Χ.Ι. **α** mol **β** mol **γ** mol

Προσθέτουμε: **α** mol **β** mol **γ** mol Που θα πάει η ισορροπία;

Νέες ποσότητες 2**α** mol 2**β** mol 2**γ** mol

Υπολογίζω την Κc από την χημική ισορροπία:



Υπολογίζω το Qc από τις νέες ποσότητες:



Συγκρίνω το Qc με την Κc:

Επειδή Qc > Κc θα εκδηλωθεί αντίδραση προς τα αριστερά.

Ερωτήσεις πολλαπλής επιλογής στην ΚC.

**ΠΑΝ 2017.** Δίνεται η χημική ισορροπία C(s) + 2H2(g) ⮀ CΗ4(g) Η σωστή έκφραση για τη σταθερά ισορροπίας Κc είναι:

α)  β)  γ)  δ) 

Μετά την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας, που αποδίδεται με την εξίσωση :

CαO(S) + CO2(g) ⮀ CαCO3(S). Συνυπάρχουν σε δοχείο όγκου V: α mol CαO, β mol CO2 και γ mol CaCO3. Η σταθερά ΚC της χημικής ισορροπίας δίνεται από τη σχέση:

α) ΚC =  β) ΚC =  γ) ΚC =  δ) ΚC = 

Αν για την αντίδραση Η2(g) + Ι2(g) ⮀ 2ΗΙ(g) είναι Kc = 4 στους θ oC, τότε για την αντίδραση 4HI ⮀ 2Η2(g) + 2Ι2(g) στην ίδια θερμοκρασία είναι:

α) Kc′ = 1/4. β) Kc′ = 1/16. γ) Kc′ = 16. δ) Kc′ = 1/8.

Σε δοχείο σταθερού όγκου βρίσκονται σε κατάσταση ισορροπίας τα σώματα Α, Β και Γ με συνολική πίεση 10 atm: Α(g) + 2Β(g) ⮀ 2Γ(g) ΔΗ = -100kJ

Χ.Ι. 2Μ 1Μ 3Μ

Αν αυξήσουμε τη θερμοκρασία, τότε όταν αποκατασταθεί νέα ισορροπία:

i) Η συγκέντρωση του Α μπορεί να είναι: α) 1,8 Μ β) 2 Μ γ) 2,2 Μ.

ii) Η τελική πίεση μπορεί να είναι: α) 8 atm β) 10 atm γ) 12 atm.

iii) Η τελική Kc μετά την αύξηση της θερμοκρασίας μπορεί να είναι: α) 1,56 β) 4,5 γ) 7,53.

**Ερωτήσεις ανάπτυξης.**

α) Σε δοχείο μεταβλητού όγκου αποκαθίσταται η χημική ισορροπία (1):

CO2(g) + C(s) ⮀ 2CO(g), (1)

Με αύξηση του όγκου του δοχείου σε σταθερή θερμοκρασία αποκαθίσταται νέα χημική ισορροπία. Να αιτιολογήσετε :

i. προς ποια κατεύθυνση μετατοπίστηκε η αρχική χημική ισορροπία. (μον. 2)

ii. πώς μεταβλήθηκε η συγκέντρωση του CO (αυξήθηκε / μειώθηκε / παρέμεινε σταθερή).(μον. 2)

β) Σε νέο δοχείο μεταβλητού όγκου αποκαθίσταται η χημική ισορροπία (2):

CαCO3(s) ⮀ CαO(s) + CO2(g), (2).

Με αύξηση του όγκου του δοχείου σε σταθερή θερμοκρασία αποκαθίσταται νέα χημική ισορροπία. Να αιτιολογήσετε πώς μεταβλήθηκε η συγκέντρωση του CO2 (αυξήθηκε / μειώθηκε / παρέμεινε σταθερή). (μον. 2)

Εξηγείστε πως θα μεταβληθεί η τιμή της ΚC για την ισορροπία:

Ν2(g) + 3Η2(g) ⮀ 2ΝΗ3(g) ΔΗ = -22 Κcal, αν αυξήσουμε τη θερμοκρασία.

Σε δοχείο όγκου V και στους θ0 C έχει αποκατασταθεί η χημική ισορροπία:

CO(g) + H2O(g) ⮀ CO2(g) + H2(g). Αν γνωρίζουμε ότι με την αύξηση της θερμοκρασίας μειώνεται η τιμή της σταθεράς ΚC, να εξηγήσετε αν η αντίδραση είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη.

Σε δοχείο όγκου V στους θ 0C έχει αποκατασταθεί η ισορροπία : Α(g) + 2B(g ) ⮀ 2Γ(g) ΔΗ > 0.

Εξετάστε αν θα μεταβληθεί η θέση της χημικής ισορροπίας καθώς και η τιμή της ΚC στις παρακάτω περιπτώσεις: α) Αν αυξήσουμε τη θερμοκρασία με σταθερό όγκο.

β) Αν εισάγουμε στο σύστημα κάποια ποσότητα από το αέριο Γ με θ = σταθερή.

γ) Αν αυξήσουμε τον όγκο του δοχείου, διατηρώντας τη θερμοκρασία σταθερή.

Δίνεται η ισορροπία: PbO(s) + CO(g) ⮀ Pb(ℓ) + CO2(g) (1)

α) Σε ένα δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται 1mol PbO(s) και 1mol CO(g).

Σε ένα δεύτερο δοχείο ίδιου όγκου εισάγονται 1mol Pb(ℓ) και 1mol CO2(g).

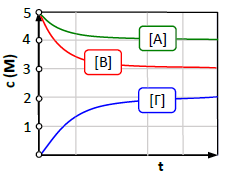
Τα δύο δοχεία θερμαίνονται στην ίδια θερμοκρασία θ 0C και αποκαθίσταται η ισορροπία (1).

Να συγκριθούν οι ποσότητες του CO(g) στα δύο δοχεία. (μονάδα 1)

Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας. (μονάδες 3)

β) Ένα ισότοπο του 8O είναι το O. Το ισότοπο O μπορεί να συμβολιστεί ως \*O . Στο εργαστήριο είναι εφικτό να γνωρίζουμε αν ένα μόριο φέρει το ισότοπο αυτό. Σε ένα από τα παραπάνω δοχεία , στο οποίο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία (1) εισάγεται μικρή ποσότητα Pb\*O(s). Μετά την πάροδο κάποιου χρονικού διαστήματος σε ποια/ποιες ουσίες του μείγματος της ισορροπίας θα ανιχνευτεί το ισότοπο \*O ; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας. (μονάδες 1+3)

Σε δοχείο 2 L και υπό σταθερή θερμοκρασία έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

αΑ(g) + βΒ(g) ⮀ γΓ(g), όπου α, β και γ οι συντελεστές των αντίστοιχων σωμάτων (μικρότεροι δυνατοί ακέραιοι). Οι συγκεντρώσεις των 3 αερίων σε σχέση με το χρόνο, από την έναρξη της αντίδρασης μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας, απεικονίζεται στο διπλανό διάγραμμα.

α) Να προσδιορίσετε τους συντελεστές α, β και γ για τις ενώσεις Α, Β και Γ της παραπάνω ισορροπίας.

β) Ποιες ενώσεις είχαν εισαχθεί αρχικά στο δοχείο και πόσα mol από την κάθε μία;

γ) Να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης που πραγματοποιήθηκε, καθώς και την τιμή της σταθεράς Κc. Απ: α) 1-2-2 β) 10-10-0 mol γ) 40% - Κc = 1/9.

Ερωτήσεις σωστό – λάθος με αιτιολόγηση.

α) Η σταθερά Κc για την ισορροπία: Ν2(g) + 3 Η2(g) ⮀ 2 ΝΗ3(g) ΔΗ = -22 Kcal αυξάνεται όταν αυξηθεί η θερμοκρασία.

β) Η σταθερά Κc της ισορροπίας: C(s) + H2O(g) ⮀ CO(g)  + H2(g), ελαττώνεται με την ελάττωση της πίεσης σε σταθερή θερμοκρασία.

γ) Για την χημική ισορροπία: FeO(s) + CO(g) ⮀ Fe(ℓ) + CO2(g), η μονάδα μέτρησης της σταθεράς Κc είναι το 1 mol/lit.

α) Αν η σταθερά Kc της ισορροπίας: Α(g) + B(g) ⮀ 2Γ(g), έχει τιμή 4 στους θ0 C και τιμή 120 στους (θ+50)0 C, τότε για την αντίδραση σύνθεσης του Γ ισχύει ΔΗ < 0.

β) Η ισορροπία: Ν2(g) + O2(g) ⮀ 2NO(g) είναι ομογενής και δεν επηρεάζεται από τη μεταβολή της πίεσης.

**ΠΑΝ 2023.** Έστω η παρακάτω αμφίδρομη αντίδραση, η οποία λαμβάνει χώρα σε ένα στάδιο και προς τις δύο κατευθύνσεις, είναι δηλαδή απλή αντίδραση και προς τις δύο κατευθύνσεις:



α) Να χαρακτηρίσετε τις προτάσεις που ακολουθούν, σαν σωστές ή λανθασμένες.

i. ΔH10 = - ΔH20 οι αντίστοιχες πρότυπες ενθαλπίες των δυο αντιδράσεων.

ii. Ea2 = Ea1 + ΔH10 όπου Ea1 , Ea2 οι αντίστοιχες ενέργειες ενεργοποίησης των δυο αντιδράσεων.

iii. Κc = k1 ∙ k2 , όπου Κc η σταθερά της χημικής ισορροπίας και k1 , k2 οι σταθερές ταχύτητας των δυο αντιδράσεων. (Μονάδες 3) β) Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας. (Μονάδες 3)

**Ασκήσεις στον τύπο της Κc**

Σε δοχείο όγκου 1 lit υπάρχει ποσότητα στερεού C σε ισορροπία με 2 mol CO2 και 6 mol CO σε θερμοκρασία θ1. Ποια είναι η τιμή της Kc για καθεμιά από τις παρακάτω χημικές εξισώσεις:

α) CO2(g) + C(s) ⮀ 2 CO(g) β) 2 CO(g) ⮀ CO2(g) + C(s)

Απ: α) Κc = 18 , β) Κc = 1/18

α) Σε δοχείο Δ1 όγκου V lit περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 2 mol CO 3 mol Cl2 και 2 mol COCl2 σύμφωνα με την χημική εξίσωση: CO(g) + Cl2(g) ⮀ COCl2(g). Αν η σταθερά ισορροπίας KC είναι ίση με 2 να βρείτε τον όγκο του δοχείου.

β) Σε άλλο δοχείο Δ2 όγκου 8 lit περιέχονται 0,4 mol COCl2 και ισομοριακές ποσότητες CO και Cl2 σε κατάσταση ισορροπίας, σύμφωνα με την παραπάνω χημική εξίσωση. Η θερμοκρασία είναι 7270C και η πίεση 8,2 atm. Nα υπολογίσετε την σταθερά Κc στους 7270C.

Απ: α) 6 lit β) Κc = 80

Σε δοχείο όγκου 10 lit έχει αποκατασταθεί σε θ oC η ισορροπία: C(s) + CO2(g) ⮀ 2 CO(g).

Αν τα mol του CO2 είναι 0,5 και η πυκνότητα του αερίου μείγματος είναι 2,76 g/lit να βρεθεί η Kc της παραπάνω ισορροπίας στους θ oC.

Απ: 8.10-3

**Ασκήσεις στις οποίες μας δίνονται οι αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων και το σύστημα καταλήγει σε Χ.Ι.**

Από ένα κοίτασμα γαιανθράκων λαμβάνεται ποσότητα 20 kg, η οποία καίγεται και παράγεται SO2 σύμφωνα με την αντίδραση: 4FeS2(s) + 11O2(g) → 2Fe2O3(g) + 8SO2(g) (1)

Το SO2 που παράγεται, διοχετεύεται σε δοχείο σταθερού όγκου 48 L μαζί με ισομοριακή ποσότητα O2. Στο δοχείο αποκαθίσταται ισορροπία με απόδοση 50% σύμφωνα με την αντίδραση:

2 SO2(g) + O2 (g) ⮀ 2 SO3 (g) (2) Για τη σταθερά της ισορροπίας (2) ισχύει ΚC = 4.

Να υπολογίσετε: α) Την ποσότητα (σε mol) κάθε αερίου στη θέση ισορροπίας.

β) Την περιεκτικότητα % w/w σε FeS2 του κοιτάσματος γαιάνθρακα. Δίνονται: Αr: Fe = 56, S = 32.

Απ: α) 8-12-8 mol,β) 4,8 %

Σε δοχείο Δ1 όγκου 1 lit εισάγεται ισομοριακό μείγμα CO και Cl2 και θερμαίνεται στους θο C , οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: CO(g) + Cl2(g) ⮀ COCl2(g), για την οποία είναι ΚC=20. Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας ο αριθμός mol του COCl2 είναι ίσος με τον αριθμό mol του CO.

α) Να υπολογίσετε τη σύσταση του μείγματος στην κατάσταση ισορροπίας.

β) Αν σε άλλο δοχείο Δ2 όγκου 20 lit εισαχθούν 2 mol COCl2 και θερμανθούν στους θο C, πόσα mol από κάθε αέριο θα υπάρχουν στο δοχείο μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας.

Απ: α) 0,05-0,05-0,05 mol,β) 1-1-1 mol

Σε δοχείο σταθερού όγκου V εισάγονται 2 mol Η2 και 2 mol Ι2 και το μείγμα θερμαίνεται σε ορισμένη θερμοκρασία, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: Η2(g) + Ι2(g) ⮀ 2ΗΙ(g) για την οποία η σταθερά ΚC είναι ίση με 9. Βρείτε τα mol καθενός από τα τρία αέρια στην κατάσταση ισορροπίας.

Απ: 0,8-0,8-2,4 mol

Σε δοχείο όγκου 3 lit εισάγεται αέριο μίγμα που αποτελείται από 2 mol του στοιχείου Χ2 και 2 mol O2. Το μίγμα θερμαίνεται σε ορισμένη θερμοκρασία οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:

X2(g) + 2O2 ⮀ 2XO2(g). Διαπιστώθηκε ότι μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας έχει αντιδράσει το 50% της ποσότητας του Ο2 και ότι το μίγμα ισορροπίας έχει πυκνότητα 40 gr/lit. Να υπολογιστούν: α) Ο αριθμός mol των τριών αερίων στην ισορροπία. β) Η σταθερά KC της ισορροπίας. γ) Το ατομικό βάρος του στοιχείου Χ. (Δίνεται: ΑΒ(Ο)=16).

Απ: α) 1,5-1-1mol,β) Κc=2 , γ) ΑΒ(X)=14.

Το CH4 είναι το κύριο συστατικό του φυσικού αερίου και έχει πολλές χρήσεις. Ένας τρόπος σύνθεσής του περιγράφεται με την ακόλουθη αντίδραση: C(s)+2H2(g) ⮀ CH4(g)

Σε κλειστό δοχείο όγκου 10L εισάγονται ισομοριακές ποσότητες C(s) και H2(g), οπότε σε θερμοκρασία Τ αποκαθίσταται η παραπάνω ισορροπία με σταθερά Κc = 0,1. Η απόδοση της αντίδρασης είναι 50%. Να υπολογίσετε τα αρχικά mol των αντιδρώντων που εισήχθησαν στο δοχείο.

Απ: 100 mol .

Η σύγχρονη μέθοδος παρασκευής του μεταλλικού σιδήρου περιλαμβάνει την αναγωγή οξειδίου του από μονοξείδιο του άνθρακα (CO) σε υψικάμινο, σύμφωνα με τη χημική αντίδραση (1):

FeO(s) + CO(g) ⮀ Fe(ℓ) + CO2(g). (1)

α) Να γράψετε την έκφραση της σταθεράς χημικής ισορροπίας (Kc) για τη χημική αντίδραση (1).

β) Σε κλειστό δοχείο θερμοκρασίας θ0 που αποκαθίσταται η ισορροπία της χημικής αντίδρασης (1), βρέθηκε ότι η ποσότητα του CO που αντέδρασε ήταν τα 10/11 της αρχικής. Να υπολογίσετε τη σταθερά Kc της χημικής ισορροπίας στη συγκεκριμένη θερμοκρασία. (Μονάδες 2+3=5)

Απ: 10

Σε δοχείο όγκου 50 lit εισάγονται β mol Ο2 και 5 mol SO3 οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:

2SO3(g) ⮀ 2SO2(g) + O2(g). Αν το μίγμα της ισορροπίας είναι ισομοριακό να υπολογιστούν:

α) η αρχική ποσότητα του O2, β) η απόδοση της αντίδρασης διάσπασης,

γ) η τιμή της σταθεράς KC της ισορροπίας.

Απ: α) 1,25 mol β) 50% γ) KC = 0,05

Σε δοχείο όγκου 8 lit, στους θ ο C εισάγονται 2 mol CΟ και β mol Cl2 οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: CΟ(g) + Cl2(g) ⮀ CΟCl2(g) με απόδοση 60 %. Αν η τιμή της KC είναι 10 στους θ ο C, να υπολογίσετε την ποσότητα β mol του Cl2. (Δυο περιπτώσεις).

Απ: 2,4 και 4/3 mol

**Ασκήσεις στον παράγοντα συγκέντρωση**

Για την αντίδραση: Η2(g) + I2(g) ⮀ 2ΗΙ στους 4000 C η KC είναι ίση με 4. Σε δοχείο όγκου 2 lit εισάγουμε 1 mol H2 και 1 mol I2 και το σύστημα θερμαίνεται στους 400 0C.

α) Να υπολογιστεί ο αριθμός mol κάθε αερίου στην κατάσταση ισορροπίας.

β) Στο μείγμα ισορροπίας προσθέτουμε 1,2 mol HI σε σταθερή θερμοκρασία 400 0C. Να βρεθεί ο αριθμός mol κάθε αερίου στο δοχείο μετά την αποκατάσταση της νέας ισορροπίας.

Απ: α) 0,5-0,5-1mol , β) 0,8-0,8-1,6 mol

**ΠΑΝ 2022.** Τα αέρια SO2 και ΝO2 διοχετεύονται σε δοχείο σταθερού όγκου V = 1L και αποκαθίσταται η χημική ισορροπία:



Αν στην κατάσταση χημικής ισορροπίας περιέχονται 0,2 mol SO2, 0,6 mol NO2, 0,6 mol SO3 και 0,6 mol NO, να υπολογίσετε:

α) τη σταθερά Κc της χημικής ισορροπίας. β) την απόδοση της αντίδρασης.

γ) πόσα mol SO2 πρέπει να προστεθούν επιπλέον στο αρχικό μίγμα SO2 και ΝO2 ώστε το SO2 να βρεθεί σε περίσσεια και η απόδοση της αντίδρασης να παραμείνει η ίδια. (μον. 2+4+5)

Καθ’ όλη τη διάρκεια των πειραμάτων η θερμοκρασία δεν μεταβάλλεται.

Απ α) 3 β) 75 % γ) 1 mol

Σε δοχείο σταθερού όγκου V = 1 L έχει αποκατασταθεί η χημική ισορροπία:

2Α(g) + Β(g) ⮀ Γ(g), για την οποία γνωρίζουμε ότι Kc = 2. Τη χρονική στιγμή t1 μεταβάλλουμε την ποσότητα του Γ(g) στο δοχείο, οπότε τη χρονική στιγμή t2 αποκαθίσταται νέα χημική ισορροπία, στην ίδια θερμοκρασία. Οι μεταβολές των συγκεντρώσεων για τα σώματα Α(g) και Β(g) εμφανίζονται στο διάγραμμα που ακολουθεί:

α) Να υπολογιστεί η ποσότητα (σε mol) του Γ(g) στην αρχική χημική ισορροπία.

β) Να σημειωθεί το είδος της μεταβολής στην ποσότητα του Γ(g).

γ) Να υπολογιστεί η ποσότητα (σε mol) του Γ(g) στη νέα χημική ισορροπία, καθώς και η ποσότητα του Γ(g) που αφαιρέθηκε ή προστέθηκε τη χρονική στιγμή t1.

Απ: α) 12 mol β) αφαίρεση γ) 10,5 mol

**ΠΑΝ. 2017.** 0,01 mol I2(s) εισάγεται σε δοχείο όγκου V και θερμοκρασίας θ °C που περιέχει ισομοριακή ποσότητα H2(g). Στη θερμοκρασία αυτή το I2(s) εξαχνώνεται και αποκαθίσταται η ισορροπία: H2(g) + I2(g) ⮀ 2HI(g) με απόδοση 50%.

Να υπολογίσετε πόσα επιπλέον mol Ι2 πρέπει να προστεθούν στο δοχείο, χωρίς μεταβολή της θερμοκρασίας και του όγκου, ώστε η απόδοση της αντίδρασης να γίνει 80%.

Απ: 0,03 mol.

Σε δοχείο σταθερού όγκου περιέχονται σε ισορροπία 0,3 mol CO2 , 0,7 mol CaCO3 και 0,4 mol CaO, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: CaCO3(s) ⮀ CO2(g) + CaO(s). Διατηρώντας τη θερμοκρασία σταθερή προσθέτουμε 0,15 mol CO2 .

Να υπολογίσετε τα mol όλων των συστατικών στη νέα χημική ισορροπία.

Απ: 0,85 – 0,3 – 0,25 mol.

Σε δοχείο σταθερού όγκου 3 L βρίσκονται σε ισορροπία 2 mol CO, 1 mol H2 και 1 mol CH3OH σύμφωνα με την χημική αντίδραση: CO(g) + 2H2(g) ⮀ CH3OH(g)

α) Να υπολογίσετε τη σταθερά ισορροπίας Kc της χημικής εξίσωσης.

β) Να υπολογίσετε τα mol CO που πρέπει να προσθέσουμε στο αρχικό μείγμα ώστε να παραχθεί 0,25 mol μεθανόλης επιπλέον. Μονάδες 3+5=8

Απ: α) 4,5 β) 8,25 mol CO

**Ασκήσεις στον παράγοντα θερμοκρασία**

Σε δοχείο σταθερού όγκου 2 lit στους 500 Κ, περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 2 mol Α , 2 mol Β και 8 mol Γ σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: Α(g) + Β(g) ⮀ 2Γ(g) .

Αυξάνουμε τη θερμοκρασία του συστήματος στους 700 Κ, οπότε αποκαθίσταται νέα χημική ισορροπία. Αν η σταθερά ΚC στους 700 Κ είναι ίση με 4:

α) Να εξετάστε αν η αντίδραση σχηματισμού του Γ είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

β) Να υπολογίσετε τη σύσταση του μίγματος στη νέα θέση ισορροπίας.

γ) Να σχεδιάσετε το διάγραμμα των συγκεντρώσεων των ουσιών σε συνάρτηση με το χρόνο από την αρχική ισορροπία μέχρι να αποκατασταθεί η τελική ισορροπία.

Απ: α) εξώθερμη β) 3 – 3 – 6 mol

H ακόλουθη υποθετική αντίδραση γίνεται σε δοχείο όγκου 2 L στους 298 K.

A2(g) + 2B2(g) ⮀ 2AB2(g) Το διάγραμμα που ακολουθεί αναπαριστάνει τις αλλαγές στον αριθμό mol καθενός από τα τρία αέρια της ισορροπίας σε μία χρονική περίοδο 20 min.

α) Να σημειώσετε το χρόνο (σε min) που απαιτείται για την αποκατάσταση της 1ης ισορροπίας και να συμπληρώσετε το γνωστό πίνακα (αρχικές ποσότητες, μεταβολές, χημική ισορροπία), σε mol, από t = 0 μέχρι την αποκατάσταση της 1ης χημικής ισορροπίας.

β) Να υπολογίσετε τη σταθερά ισορροπίας Kc στους 298 Κ, καθώς και την απόδοση της αντίδρασης από t = 0 μέχρι την αποκατάσταση της 1ης χημικής ισορροπίας.

γ) Τη χρονική στιγμή t = 10 min αυξήθηκε η θερμοκρασία στη φιάλη της αντίδρασης.

Να χαρακτηρίσετε την αντίδραση σύνθεσης της ένωσης ΑΒ2 ως ενδόθερμη ή εξώθερμη.

Απ: β) Kc = 0,64 , α = 4/9 γ) ενδόθερμη

Σε δοχείο σταθερού όγκου 10 lit περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας 0,8 mol SO3 0,8 mol SO2 και 0,2 mol O2 θερμοκρασίας 327ο C, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

2SO3(g) ⮀ 2SO2(g) + O2(g).

α) Να υπολογίσετε τη σταθερά ΚC της ισορροπίας στους 327ο C.

β) Θερμαίνουμε το μίγμα της παραπάνω ισορροπίας στους 527ο C, όποτε αποκαθιστάται νέα χημική ισορροπία στην οποία βρέθηκαν 2 mol αερίων συνολικά.

Εξηγήστε αν η αντίδραση 2SO3 → 2SO2 + O2 είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη.

γ) Να υπολογίσετε την σταθερά ΚC της ισορροπίας στους 5270C.

Απ: α) Κc = 0,02 , β) ενδόθερμη γ) Κc = 0,36.

**Ασκήσεις στον παράγοντα πίεση**

**ΠΑΝ 2019.** Η οξείδωση του ΝΟ προς ΝΟ2 γίνεται σύμφωνα με την αντίδραση:

2ΝΟ(g) + O2(g) ⮀ 2ΝΟ2(g), ΔΗ = -113,6 kJ

α) Σε δοχείο όγκου 10 L βρίσκεται σε ισορροπία μείγμα 10 mol ΝΟ , 10 mol O2 και 20 mol ΝΟ2. Να υπολογιστεί η σταθερά ισορροπίας KC της αντίδρασης. (μονάδες 2)

β) Ο όγκος του δοχείου μεταβάλλεται υπό σταθερή θερμοκρασία και μετά την αποκατάσταση της ισορροπίας η ποσότητα του ΝΟ2 σε mol έχει αυξηθεί κατά 25%.

Να υπολογίσετε τη μεταβολή του όγκου σε L. (μονάδες 3)

Απ: α) Κc = 4 , β) ΔV = - 8,8 lit

Σε δοχείο όγκου 1 lit περιέχονται 4 mol ισομοριακού μίγματος Ν2Ο4 και ΝΟ2 θερμοκρασίας θο C, σε κατάσταση ισορροπίας, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: Ν2Ο4(g) ⮀ 2NO2(g)**.**

α) Να υπολογίσετε τη σταθερά KC της ισορροπίας.

β) Τη χρονική στιγμή t1 τριπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία , οπότε μετά από ορισμένο χρόνο και τη χρονική στιγμή t2 αποκαθίσταται ξανά ισορροπία. Υπολογίστε τα mol κάθε αερίου που περιέχονται στο δοχείο μετά την αποκατάσταση της νέας ισορροπίας.

Απ: α) Κc = 2 , β) 1,5-3 mol

Σε δοχείο όγκου V περιέχονται σε ισορροπία 0,3 mol ένωσης Α, 0,2 mol ένωσης Β, 0,3 mol ένωσης Γ και 0,3 mol ένωσης Δ σε ολική πίεση 4 atm σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

Α(g) + xB(g) ⮀ 2Γ(g) + Δ(g) . Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία διπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου, οπότε η πίεση στη νέα ισορροπία γίνεται τελικά 2 atm.

α) Εξηγείστε ποια είναι η τιμή του συντελεστή x στην παραπάνω εξίσωση.

β) Υπολογίστε τη σταθερά KC της ισορροπίας.

Απ: α) x = 2,β) Κc = 9/4.

Σε κλειστό και κενό δοχείο όγκου 10 L εισάγονται 2 mol PCl5 σε θερμοκρασία T Κ. Σε μια ορισμένη θερμοκρασία αποκαθίσταται η ισορροπία PCl5(g) ⮀ PCl3(g) + Cl2(g) , στην οποία διαπιστώθηκε ότι η συγκέντρωση του Cl2 είναι ίση με τη συγκέντρωση του PCl5 .

α) Να υπολογίσετε την απόδοση και την τιμή της Κc της αντίδρασης στη συγκεκριμένη θερμοκρασία.

β) Διατηρώντας τη θερμοκρασία σταθερή υποδεκαπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου. Να υπολογίσετε τη νέα απόδοση της αντίδρασης.

γ) Κατά τη διαδικασία μείωσης του όγκου, για να παραμείνει σταθερή η θερμοκρασία απαιτήθηκε ψύξη του δοχείου. Να εξετάσετε αν η απόδοση θα αυξηθεί ή θα ελαττωθεί αν το μείγμα ισορροπίας από τους θ Κ θερμανθεί στους 2θ Κ.

Απ: α) 50 % Κc = 0,1 β) 20 % γ) θα αυξηθεί

**ΠΗΛΙΚΟ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ**

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ**

Το πηλίκο αντίδρασης (Qc):

α) συσχετίζει τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων και των προϊόντων μιας αντίδρασης στην κατάσταση της ισορροπίας.

β) ισούται με την σταθερά Kc της ισορροπίας ακόμη και αν το σύστημα δεν είναι σε κατάσταση της ισορροπίας.

γ) δεν μπορεί ποτέ να είναι ίσο με τη σταθερά Kc της ισορροπίας.

δ) μπορεί να είναι ίσο, μεγαλύτερο ή και μικρότερο από τη σταθερά Kc της ισορροπίας.

Σε δοχείο σταθερού όγκου έχει αποκατασταθεί η χημική ισορροπία: Α(s) + 2B(g) ⮀ 2Γ(g). Στο δοχείο προσθέτουμε επιπλέον ποσότητα Β(g) χωρίς μεταβολή της θερμοκρασίας. Με την προσθήκη αυτή το πηλίκο αντίδρασης (Qc):

α) αυξάνεται και εκδηλώνεται αντίδραση προς τα δεξιά.

β) αυξάνεται και εκδηλώνεται αντίδραση προς τα αριστερά.

γ) μειώνεται και εκδηλώνεται αντίδραση προς τα δεξιά.

δ) μειώνεται και εκδηλώνεται αντίδραση προς τα αριστερά.

Σε δοχείο σταθερού όγκου στο οποίο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

2SΟ2(g) + O2(g) ⮀ 2SΟ3(g), ΔΗ < 0, αυξάνουμε τη θερμοκρασία. Με τη μεταβολή αυτή:

α) Το πηλίκο αντίδρασης Qc γίνεται μεγαλύτερο από τη σταθερά Kc αλλά δεν εκδηλώνεται αντίδραση.

β) Το πηλίκο αντίδρασης Qc γίνεται μεγαλύτερο από τη σταθερά Kc και εκδηλώνεται αντίδραση προς τα αριστερά.

γ) Το πηλίκο αντίδρασης Qc γίνεται μικρότερο από τη σταθερά Kc και δεν μεταβάλλεται η θέση της ισορροπίας.

δ) Το πηλίκο αντίδρασης Qc παραμένει ίσο με τη σταθερά Kc και εκδηλώνεται αντίδραση.

Σε υδατικό διάλυμα έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

2Α(aq) + B(s) ⮀ Γ(aq) + 2Δ(aq), ΔΗ < 0

α) Να εξηγήσετε πως θα μεταβληθεί η ποσότητα του Β(s) (αύξηση, μείωση, καμία μεταβολή) με την αύξηση της θερμοκρασίας του διαλύματος, χωρίς άλλη μεταβολή.

β) Στο σύστημα της αρχικής ισορροπίας προσθέτουμε επιπλέον ποσότητα νερού, υπό σταθερή θερμοκρασία. Να εξηγήσετε πως θα μεταβληθεί η θέση της χημικής ισορροπίας (προς τα δεξιά, προς τα αριστερά, καμία μεταβολή).

Σε δοχείο όγκου V περιέχονται **α** mol PCl5, **β** mol PCl3 και **γ** mol Cl2 σε κατάσταση χημικής ισορροπίας, η οποία περιγράφεται από τη χημική εξίσωση

PCl5(g) ⮀ PCl3(g) + Cl2(g), ΔΗ > 0.

Προς ποια κατεύθυνση μετατοπίζεται η ισορροπία, όταν προστεθεί επιπλέον αέριο μίγμα που περιέχει **α** mol PCl5, **β** mol PCl3 και **γ** mol Cl2 διατηρώντας τη θερμοκρασία και τον όγκο του δοχείου σταθερά. Να δικαιολογήσετε την απάντησή σας.

Σε δοχείο όγκου V περιέχονται α mol Η2, β mol Ι2 και γ mol ΗΙ σε κατάσταση χημικής ισορροπίας, η οποία περιγράφεται από τη χημική εξίσωση: Η2(g) + Ι2(g) ⮀ 2ΗΙ(g)

Προς ποια κατεύθυνση μετατοπίζεται η ισορροπία, όταν προστεθεί επιπλέον αέριο μίγμα που περιέχει α mol Η2 , β mol Ι2 και γ mol ΗΙ διατηρώντας τη θερμοκρασία και τον όγκο του δοχείου σταθερά. Να δικαιολογήσετε την απάντησή σας.

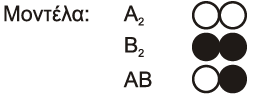
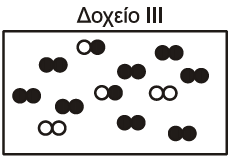
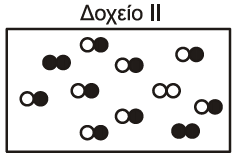
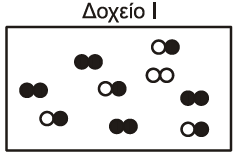
Σε δοχείο όγκου V περιέχονται α mol Ν2, β mol Η2 και γ mol ΝΗ3 σε κατάσταση χημικής ισορροπίας, η οποία περιγράφεται από τη χημική εξίσωση: Ν2(g) + 3Η2(g) ⮀ 2ΝΗ3(g)

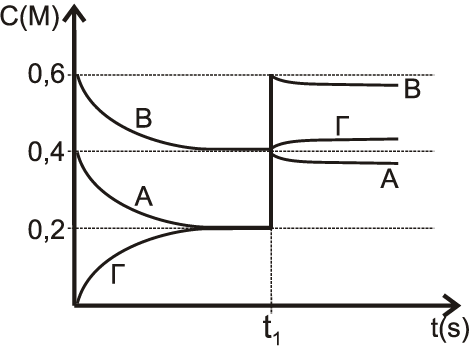
Προς ποια κατεύθυνση μετατοπίζεται η ισορροπία, όταν προστεθούν επιπλέον β mol Η2 και ταυτόχρονα διπλασιαστεί ο όγκος του δοχείου διατηρώντας τη θερμοκρασία σταθερή.

Να δικαιολογήσετε την απάντησή σας.

Δίνεται η αντίδραση: A2(g) + B2(g) ⮀ 2AB(g) με σταθερά χημικής ισορροπίας Κc = 4.

Να αιτιολογήσετε σε ποιο από τα πιο κάτω δοχεία υπάρχει σύστημα σε κατάσταση χημικής ισορροπίας.

**** Σε κενό δοχείο όγκου V εισάγονται τη στιγμή to ποσότητες των Α και Β, οι οποίες αντιδρούν σύμφωνα με τη χημική εξίσωση A(g) + B(g) ⮀ Γ(g). Τα διαγράμματα συγκέντρωσης-χρόνου για όλα τα συστατικά της αντίδρασης δίνονται στο διπλανό σχήμα.

Τη στιγμή t1 η μεταβολή που προκλήθηκε στο δοχείο είναι :

i) αύξηση του όγκου του. ii) μείωση του όγκου του.

iii) ταυτόχρονη προσθήκη ποσοτήτων και των τριών συστατικών της αντίδρασης.

α) Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση. β) Να δικαιολογήσετε την επιλογή σας. Μονάδες 2+7=9

**ΑΣΚΗΣΕΙΣ**

Σε δοχείο σταθερού όγκου V που βρίσκεται σε θερμοκρασία Τ1 εισάγουμε 1 mol Η2, 1 mol I2 και 8 mol ΗΙ σε αέρια κατάσταση και αποκαθίσταται η ισορροπία: Η2(g) + Ι2(g) ⮀ 2ΗΙ(g), ΔΗ < 0, με Κc(Τ1) = 16.

α) Να εξετάσετε αν το σύστημα βρίσκεται ή όχι σε κατάσταση ισορροπίας.

β) Να υπολογίσετε τα mol όλων των σωμάτων στη χημική ισορροπία.

γ) Σε άλλο δοχείο όγκου V που βρίσκεται σε μικρότερη θερμοκρασία (Τ2 < Τ1) εισάγουμε 3 mol Η2, 3 mol I2 και 10 mol ΗΙ σε αέρια κατάσταση. Να συγκρίνετε την Κc(Τ1) με την Κc(Τ2) και να προβλέψετε την κατεύθυνση προς την οποία θα εξελιχθεί αντίδραση.

Απ: α) Αριστερά , β) 5/3 , 5/3 , 20/3 γ) Δεξιά.

Η σταθερά Kc της ισορροπίας, 2SO2(g) + O2(g) ⮀ 2SO3(g), έχει τιμή Κc = 10 στους θ οC.

Σε δοχείο όγκου 5 lit εισάγουμε ταυτόχρονα 0,4 mol SO3, 0,4 mol SO2 και 0,1 mol O2 και το σύστημα θερμαίνεται στους θ οC.

α) Να καθορίσετε προς ποια κατεύθυνση θα εξελιχθεί αντίδραση.

β) Ποιος θα έπρεπε να ήταν ο όγκος του δοχείου, ώστε να μην είχε εκδηλωθεί αντίδραση στο σύστημα των τριών αερίων, που είχαμε εισάγει αρχικά;

Απ: α) Αριστερά , β) 1 lit

Σε δοχείο όγκου V1 περιέχονται σε ισορροπία 0,1 mol ένωσης Α, 0,2 mol ένωσης Β, 0,2 mol ένωσης Γ και 0,8 mol ένωσης Δ , σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: Α(g) + 2B(g) ⮀ 2Γ(g) + Δ(g)

α) Να υπολογίστε την σταθερά Κc της ισορροπίας.

β) Σε ένα άλλο δοχείο όγκου V2 εισάγουμε 0,3 mol A, 0,6 mol B, 0,6 mol Γ και 0,3 mol Δ στην ίδια θερμοκρασία. i) Να εξηγήσετε προς ποια κατεύθυνση θα εκδηλωθεί αντίδραση.

ii) Να υπολογίσετε τα mol του σώματος Α ή Δ που πρέπει να προσθέσουμε ώστε τελικά να μην εκδηλωθεί αντίδραση και να αποκατασταθεί χημική ισορροπία.

Απ: α) Κc = 8 β) i) Δεξιά ii) 2,1 mol Δ

Μια χημική αντίδραση μετατροπής του SO2 σε SO3 είναι η ακόλουθη:

SO2(g) + ΝO2(g) ⮀ SO3(g) + ΝO(g) (1)

Σε δοχείο σταθερού όγκου V βρίσκεται σε ισορροπία μείγμα από 1 mol SO2, 1,5 mol NO2, 8 mol SO3 και 3 mol NO.

α) Να υπολογίσετε την Kc της αντίδρασης (1). Όταν στο μείγμα της ισορροπίας προσθέσουμε 0,5 mol SO2 και 5 mol NO, απορροφώνται 10 kJ. Να υπολογίσετε:

β) Τη σύσταση του νέου μείγματος ισορροπίας.

γ) Τη ΔΗ της αντίδρασης (1). (μονάδες 1+4+2=7)

Απ: α) Κc = 16 β) 1,9-1,9-7,6-7,6 γ) ΔΗ = - 25 kJ

**ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗΝ ΑΠΟΔΟΣΗ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ**

Η απόδοση μιας αντίδρασης μπορεί να αυξηθεί ή να μειωθεί με κατάλληλη μεταβολή ενός εκ των παραγόντων που επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας ( συνήθως βέβαια θέλουμε να αυξηθεί η απόδοση μιας αντίδρασης).

**Παράδειγμα:** Έστω η αντίδραση: C(s) + CO2(g) ⮀ 2CO(g), ΔΗ > 0.

**Α)** **ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ.** Αν στην κατάσταση ισορροπίας αυξήσουμε τη θερμοκρασία τότε , η ισορροπία θα πάει δεξιά (ενδόθερμη) με αποτέλεσμα να αυξηθεί η ποσότητα του προϊόντος και άρα να αυξηθεί και η απόδοση της αντίδρασης. Συνεπώς αν θ↑ => α↑ σε μια ενδόθερμη αντίδραση.

**Β)** **ΠΙΕΣΗ.** Αν στην κατάσταση ισορροπίας αυξήσουμε τον όγκο του δοχείου τότε , η ισορροπία θα πάει δεξιά (προς τα περισσότερα mol αερίων) με αποτέλεσμα να αυξηθεί η ποσότητα του προϊόντος και άρα να αυξηθεί και η απόδοση της αντίδρασης. Συνεπώς αν P↓ => α↑

Άρα για την παραπάνω αντίδραση οι βέλτιστες συνθήκες για μεγιστοποίηση της απόδοσης είναι υψηλή θερμοκρασία και χαμηλή πίεση.

**Γ)** **ΑΡΧΙΚΗ** **ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ΑΝΤΙΔΡΩΝΤΩΝ**. **1)** Στις αντιδράσεις με δυο ή περισσότερα αντιδρώντα οι στοιχειομετρικές αρχικές ποσότητες μας δίνουν τη χαμηλότερη απόδοση. Αυτό γίνεται εύκολα κατανοητό από το γεγονός ότι αν στην κατάσταση ισορροπίας προσθέσουμε επιπλέον ποσότητα ενός αντιδρώντος ( δηλ. το σώμα βρεθεί σε περίσσεια ) , τότε επειδή η ισορροπία θα πάει δεξιά θα αυξηθεί η ποσότητα του προϊόντος ( το θεωρητικό ποσό του προϊόντος μένει σταθερό) και άρα θα αυξηθεί και η απόδοση της αντίδρασης.

**Παράδειγμα:**

Έστω η αντίδραση: CO(g) + 2H2(g) ⮀ CH3OH(g)

αρχικά 10 mol 20 mol Θ.Π. = 10 mol CH3OH

χημ. ισορ. 10-x 20-2x x α1 = x/10

έστω ότι προσθέτω φ mol CO => η Χ.Ι. θα πάει δεξιά

Ν. Χημ.Ι. 10+φ-x-κ 20-2x-2κ x+κ α2 = (x+κ)/10 > α1

**2)** Στις αντιδράσεις διάσπασης ή αποσύνθεσης (δηλ. με ένα αντιδρών) η απόδοση μιας αντίδρασης **μπορεί** να εξαρτάται από την αρχική ποσότητα του αντιδρώντος , κάτι που εξαρτάται από τους στοιχειομετρικούς συντελεστές της κάθε αντίδρασης.

**Παράδειγμα 1ο:**Έστω η αντίδραση: COCl2(g) ⮀ CO(g) + Cl2(g).

αρχικά n mol Θ.Π. = n mol CO

χημ. ισορ. n-x x x α = x/n => x = α n

Με τη βοήθεια της Κc καταλήγουμε στη σχέση Κc = άρα όταν n ↑ => α ↓ διότι Κc σταθερό.

**Παράδειγμα 2ο:** Στην αντίδραση όμως 2ΗΙ(g) ⮀ Η2(g) + Ι2(g) , η απόδοση (α) είναι ανεξάρτητη της αρχικής ποσότητας n mol του ΗΙ , διότι καταλήγουμε στη σχέση Κc = .

**ΑΠΟΔΟΣΗ ΜΙΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ**

**ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ**

Μια αντίδραση έχει απόδοση 90%. Αυτό σημαίνει ότι:

α) κατά την απομόνωση των προϊόντων έχουμε απώλειες 10%.

β) η μάζα των προϊόντων ισούται με τα 9/10 της μάζας των αντιδρώντων.

γ) η ποσότητα οποιουδήποτε από τα προϊόντα είναι ίση με τα 9/10 της θεωρητικής αναμενόμενης ποσότητας.

δ) τα συνολικά mol των προϊόντων είναι ίσα με το 90% των mol αντιδρώντων.

Σε ένα δοχείο σταθερού όγκου που περιέχει άνθρακα, εισάγεται CO2 και το σύστημα θερμαίνεται στους θ1 0C, οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:

C(s) + CO2(g) ⮀ 2CO(g), ΔΗ>0.

α) Αν αυξήσουμε την θερμοκρασία του συστήματος, η απόδοση παραγωγής του CO :

i) δεν θα μεταβληθεί ii) θα ελαττωθεί iii) θα αυξηθεί.

β) Αν αυξήσουμε την πίεση ελαττώνοντας τον όγκο του δοχείου η απόδοση παραγωγής του CO :

i) δεν θα μεταβληθεί ii) θα ελαττωθεί iii) θα αυξηθεί.

Σε κενό δοχείο εισάγουμε, σε ορισμένη θερμοκρασία, ισομοριακές ποσότητες Ν2 και Ο2 οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία : Ν2(g) + O2(g) ⮀ 2NO (g)

α) Αν στο μείγμα ισορροπίας προσθέσουμε μια ποσότητα Ν2 η απόδοση της αντίδρασης

i) δεν θα μεταβληθεί ii) θα ελαττωθεί iii) θα αυξηθεί.

β) Αν αυξήσουμε τον όγκο του δοχείου, η απόδοση της αντίδρασης:

i) θα αυξηθεί ii) θα μειωθεί iii) δεν θα μεταβληθεί.

Όταν αναμείξουμε ισομοριακές ποσότητες Η2 και J2, αποκαθίσταται χημική ισορροπία η οποία περιγράφεται από τη χημική εξίσωση: Η2(g) + J2(g) ⮀ 2HJ(g) με απόδοση α %. Αν αναμείξουμε Η2 και J2, με τυχαία αναλογία στην ίδια θερμοκρασία , η απόδοση της αντίδρασης θα είναι:

α) α % β) μεγαλύτερη από α %

γ) μικρότερη από α % δ) δεν επαρκούν τα δεδομένα ώστε να γίνει η σύγκριση.

Δίνεται η αντίδραση παρασκευής του νιτρικού οξέος:

3ΝΟ2(g) + Η2Ο(ℓ) ⮀ 2HNO3(ℓ) + NO(g)

Να εξηγήσετε αν η αντίδραση παρασκευής του νιτρικού οξέος HNO3 ευνοείται σε υψηλή ή χαμηλή πίεση.

Σε κενό κλειστό δοχείο εισάγονται αρχικά ισομοριακές ποσότητες CO και H2 . Το δοχείο θερμαίνεται στους θ οC , οπότε τα συστατικά αντιδρούν σύμφωνα με τη θερμοχημική εξίσωση:

CO(g) + 2H2(g) ⮀ CH3OH(g) ΔΗ < 0 . Στην ισορροπία η απόδοση της αντίδρασης είναι α %.

Αύξηση της απόδοσης μπορεί να επιτευχθεί με

α) προσθήκη μεθανόλης. β) προσθήκη επιπλέον ποσότητας H2 , ίσης με την αρχική του.

γ) μείωση της θερμοκρασίας. δ) αύξηση του όγκου του δοχείου.

Όταν διαλύουμε φρουκτόζη ή γλυκόζη (είναι ισομερείς ενώσεις με μοριακό τύπο C6H12O6 ), στο νερό αποκαθίσταται η ισορροπία: C6H12O6(aq) φρουκτόζη ⮀ C6H12O6(aq) γλυκόζη.

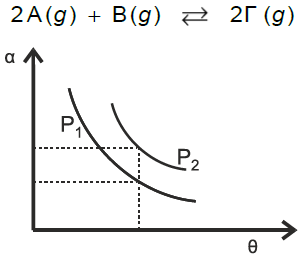
Ένας χημικός παρασκεύασε στους 25 oC ένα διάλυμα φρουκτόζης όγκου V και συγκέντρωσης C . Στην ισορροπία διαπίστωσε ότι η συγκέντρωση της φρουκτόζης είχε ελαττωθεί και είχε σχηματισθεί γλυκόζη με απόδοση α1 % . Αραίωσε το διάλυμα σε διπλάσιο όγκο, υπό σταθερή θερμοκρασία. Η απόδοση της μετατροπής στο αραιωμένο διάλυμα είναι:

i. α1 % , ii. 0,5α1% iii. 2α1 % .

Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση. Να αιτιολογήσετε την επιλογή σας .

Σε τρία όμοια δοχεία Α , Β , Γ σταθερού όγκου εισάγεται η ίδια ποσότητα ισομοριακού μείγματος Ν2 και Η2 και θερμαίνονται αντίστοιχα στους θ0C , στους (θ+50)0C και στους (θ-50)0C , οπότε στο κάθε δοχείο αποκαθίσταται η ισορροπία: Ν2(g) + 3Η2(g) ⮀ 2ΝΗ3(g), ΔΗ = - 22 Κcal.

Να διατάξετε τα τρία αυτά δοχεία κατά σειρά αυξανόμενης απόδοσης της αντίδρασης που πραγματοποιήθηκε σ’ αυτά.

** ΠΑΝ 2022.** Σε δοχείο μεταβλητού όγκου πραγματοποιείται η χημική ισορροπία:

Στο διπλανό διάγραμμα δίνονται δύο γραφικές παραστάσεις της απόδοσης (α) σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία θ σε δύο διαφορετικές τιμές πίεσης Ρ1 και Ρ2.

α) Να εξηγήσετε αν η αντίδραση είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη.

β) Να εξηγήσετε ποια από τις δύο πιέσεις P1 , P2 είναι μεγαλύτερη. (μονάδες 2+3)

Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου εισάγεται ποσότητα φωσγενίου COCl2(g), που διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση COCl2(g) ⮀ CO(g) + Cl2(g). με απόδοση α1 %. Σε σταθερή θερμοκρασία εισάγεται επιπλέον ποσότητα φωσγενίου, οπότε η θέση της χημικής ισορροπίας μετατοπίζεται προς τα δεξιά με συνολική απόδοση α2 %.

Η σχέση που συνδέει τις αποδόσεις α1 % και α2 % είναι:

i. α1 % > α2 % ii. α1 % = α2 % iii. α1 % < α2 %

α) Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση. β) Να δικαιολογήσετε την επιλογή σας. Μον. 2+6 =8

**Σ ή Λ.** Ο βαθμός διάσπασης του CαCO3 προς CαO και CO2 σύμφωνα με την ενδόθερμη αντίδραση CαCO3(s) ⮀ CαO(s) + CO2(g) αυξάνεται , όταν η διάσπαση γίνεται σε υψηλή θερμοκρασία και σε χαμηλή πίεση.

**Σ ή Λ.** Αν ο βαθμός διάσπασης του (COCl2) προς CO και Cl2 αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας, υπό σταθερό όγκο, τότε η αντίδραση διάσπασης του COCl2 (COCl2 ⮀ CO + Cl2 ) είναι εξώθερμη.

**Σ ή Λ.** Η απόδοση της αντίδρασης Η2(g) + J2(g) ⮀ 2ΗJ(g), σε ορισμένη θερμοκρασία και πίεση έχει ελάχιστη τιμή όταν το μείγμα Η2 και J2 είναι ισομοριακό.

Έστω η αντίδραση διάσπασης: 2Α(g) ⮀ Β(g) + Γ(g) ΔΗ > 0 με KC = 16. Εξηγήστε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές.

α) Όταν ελαττώνεται ο όγκος του δοχείου αυξάνεται η απόδοση της αντίδρασης.

β) Με αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνεται η τιμή της σταθεράς KC.

γ) Η απόδοση της αντίδρασης είναι μεγαλύτερη από 50 %.

δ) Η αντίδραση Β(g) + Γ(g) ⮀ 2Α(g) στην ίδια θερμοκρασία έχει KC < 1.

Σε κενό δοχείο εισάγεται ορισμένη ποσότητα σώματος Α , το οποίο διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: 2Α(g) ⮀ B(g) + Γ(g). Να καθορίσετε τη σχέση που συνδέει τον βαθμό διάσπασης α του σώματος Α με τη σταθερά ισορροπίας ΚC.

**ΑΣΚΗΣΕΙΣ**

Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγουμε 1 mol A(g) και 2 mol B(g) και αποκαθίσταται η ισορροπία, A(g) + 2B(g) ⇌ 2Γ(g), με απόδοση 40%.

Πόσα επιπλέον mol Α(g) πρέπει να προσθέσουμε στο δοχείο της ισορροπίας ώστε η απόδοση να γίνει ίση με 50%; Η θερμοκρασία διατηρείται σταθερή.

Απ: 0,85 mol

Σε δοχείο όγκου 1 lit τοποθετούνται 0,4 mol του στερεού Α το οποίο διασπάται στους θ οC στα αέρια Β και Γ σύμφωνα με την χημική εξίσωση : Α(s) ⮀ B(g) + Γ(g) της οποίας η σταθερά ισορροπίας στους θ οC είναι Kc = 0,01.

α) Να βρείτε την απόδοση της αντίδρασης διάσπασης του στερεού Α;

β) Από το δοχείο αφαιρείται σταδιακά αέριο Γ. Πόσα mol του Γ πρέπει να αφαιρεθούν , ώστε η συνολική απόδοση της αντίδρασης διάσπασης του στερεού Α να γίνει τελικά 50%.

Απ: 25 % - 0,15 mol

Το ατμοσφαιρικό άζωτο χρησιμοποιείται στην παραγωγή της αμμωνίας σύμφωνα με την αντίδραση : Ν2(g) + 3Η2(g) ⮀ 2ΝΗ3(g), Σε ένα δοχείο όγκου 1 L εισάγονται 4 mol H2 και 2 mol N2 . Αφήνουμε το σύστημα να καταλήξει σε χημική ισορροπία, όπου διαπιστώνεται ότι η ποσότητα (σε mol) της NH3 είναι διπλάσια αυτής του N2 . α) Να υπολογίσετε την απόδοση της αντίδρασης.

β) Να υπολογίσετε πόσα επιπλέον mol N2 έπρεπε να είχαν προστεθεί στο αρχικό μείγμα της αντίδρασης, ώστε η απόδοση να είχε φθάσει στο 90 %.

Απ: 75 % - 21,7 mol

Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου που βρίσκεται στους θ οC εισάγονται 5 mol H2 και 8 mol Ι2. Τα συστατικά αντιδρούν σύμφωνα με τη χημική εξίσωση Η2(g) + Ι2(g) ⮀ 2ΗΙ(g) , η οποία έχει απόδοση 0,8. α) Να υπολογίσετε τις ποσότητες σε mol κάθε συστατικού στη χημική ισορροπία και την Κc της αντίδρασης.

β) Στο δοχείο, υπό σταθερή θερμοκρασία, προστίθενται 3 mol H2 . Να υπολογίσετε τις ποσότητες κάθε συστατικού στη νέα χημική ισορροπία, καθώς και τη συνολική απόδοση της αντίδρασης σχηματισμού του HI .

Απ: α) 4 – 1 – 8 mol , Κc = 16 β) 8/3 – 8/3 – 32/3 mol 66,7 %

Σε κενό δοχείο όγκου V L εισάγονται 6 mol COCl2 και θερμαίνονται στους θ oC. Στη Χημική ισορροπία στο δοχείο περιέχονται 4 mol COCl2 , 2 mol CO και 2 mol Cl2 , στους θ οC, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση COCl2(g) ⮀ CO(g) + Cl2(g) . Υπό σταθερή θερμοκρασία, υποδιπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου και ταυτόχρονα προσθέτουμε 9 mol COCl2.

α) Να υπολογίσετε τη σύσταση του μίγματος στη νέα Χ.Ι. 12,5 - 2,5 - 2,5 mol

β) Η συνολική απόδοση αυξήθηκε ή μειώθηκε με την παρέμβαση αυτή. α1 =1/3 α2 = 1/6

Σε κλειστό δοχείο (Δ1) μεταβλητού όγκου, όταν ο όγκος είναι V1 = 12 lit υπάρχουν σε ισορροπία (1η ) 2 mol Α και 4 mol Β σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: Α(g) ⮀ 2 Β(g). Όταν ο όγκος του δοχείου μειωθεί και γίνει V2 η ποσότητα σε mol του ενός αερίου στη νέα ισορροπία (2η ) είναι ελαττωμένη κατά 25% , σε σχέση με την αρχική του ποσότητα.

α) Να υπολογίσετε τον όγκο V2.

β) Στην κατάσταση της 2ης ισορροπίας μεταβάλλουμε τον όγκο του δοχείου σε V3, οπότε αποκαθίσταται νέα ισορροπία (3η ) στην οποία το μείγμα των αερίων A και B είναι ισομοριακό.

Να βρείτε τον όγκο του δοχείου V3.

γ) Σε άλλο δοχείο (Δ2) σταθερού όγκου V4 εισάγεται ποσότητα του αερίου B και μετατρέπεται σε A με απόδοση 50%. 1) Να υπολογίσετε την % (v/v) του A στο μείγμα ισορροπίας.

2) Να υπολογίσετε την % (w/w) του B στο μείγμα ισορροπίας.

Δίνεται ότι όλες οι ισορροπίες γίνονται στην ίδια θερμοκρασία.

Απ: α) 5,4 lit β) 4 lit γ) 33,3 v/v % 50 % w/w

**ΣΥΝΔΥΑΣΤΙΚΑ ΘΕΜΑΤΑ ΣΤΑ ΚΕΦΑΛΑΙΑ 1 ως 4.**

α)Η αντίδραση Α(g) → 2B(g) έχει μεγαλύτερη ενέργεια ενεργοποίησης από την αντίδραση 2B(g) → Α(g). όταν πραγματοποιούνται στις ίδιες συνθήκες. Και οι δύο αντιδράσεις είναι απλές.

Να εξηγήσετε ποια από τις παραπάνω αντιδράσεις είναι ενδόθερμη και ποια εξώθερμη.

β) Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου και σε θερμοκρασία Τ1 έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:

Α(g) ⮀ 2Β(g) στην οποία υπάρχει 1 mol A και 1 mol B. Στην κατάσταση ισορροπίας προσθέτουμε 3 mol A και 1 mol B και ταυτόχρονα αυξάνουμε τη θερμοκρασία σε Τ2 χωρίς μεταβολή του όγκου του δοχείου. Τότε: 1) το σύστημα θα παραμείνει σε κατάσταση ισορροπίας,

2) η ισορροπία θα μετατοπιστεί δεξιά,

3) η ισορροπία θα μετατοπιστεί αριστερά.

Να επιλέξετε τη σωστή απάντηση και να δικαιολογήσετε την επιλογή σας.

Απ: α) Η αντίδραση Α(g) → 2B(g) είναι ενδόθερμη β) δεξιά.

Σε κλειστό δοχείο περιέχονται σε κατάσταση ισορροπίας ορισμένη ποσότητα ΗΙ και ισομοριακές ποσότητες Η2 και Ι2 σύμφωνα με την χημική εξίσωση: 2HI(g) ⮀ Η2(g) + I2(g), ΔΗ < 0. για την οποία είναι Κc = 0,25. Τη χρονική στιγμή t1 μεταβάλλεται ένας από τους παράγοντες της χημικής ισορροπίας με αποτέλεσμα οι συγκεντρώσεις των ουσιών να μεταβάλλονται σύμφωνα με το διπλανό διάγραμμα.

C Μ

0,2 Μ

0,4 Μ

0,6 Μ

t

t1

t2

0

α) Ποιες είναι οι συγκεντρώσεις των αερίων στην αρχική θέση ισορροπίας;

β) Ποιος από τους παράγοντες της χημικής ισορροπίας μεταβλήθηκε και με ποιο τρόπο;

γ) Ποια είναι η τιμή της σταθεράς ισορροπίας ΚC στην τελική θέση ισορροπίας;

δ) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση του Η2 στην τελική θέση ισορροπίας.

Απ: α) [HI] = 0,4 Μ β) προσθήκη ΗΙ γ) Κc = 0,25 δ) [H2] = 0,25 Μ.

Σε δοχείο σταθερού όγκου 2 lit και σε θερμοκρασία 800 οΚ εισάγονται 4 mol ισομοριακού μίγματος Ν2, και Ο2 τα οποία αντιδρούν σύμφωνα με την εξίσωση:

Ν2(g) + Ο2(g) ⮀ 2ΝΟ(g) , ΔΗ = +44 Κcal.

α) Μέχρι την αποκατάσταση της ισορροπίας το σύστημα έχει απορροφήσει θερμότητα 17,6 Κcal. Να βρείτε την απόδοση της αντίδρασης.

β) Το μίγμα ισορροπίας θερμαίνεται στους 1.200 οΚ , οπότε αποκαθίσταται νέα ισορροπία. Αν η νέα απόδοση της αντίδρασης είναι 30% , να βρείτε το ποσό θερμότητας που απορροφήθηκε μέχρι την αποκατάσταση της νέας ισορροπίας.

γ) Να βρείτε τον λόγο των πιέσεων στις δυο καταστάσεις ισορροπίας.

Απ: 20 % – 8,8 Κcal – 2/3.

****Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται n0 mol HI και αποκαθίσταται η ισορροπία: 2HI(g) ⇌ Η2(g) + Ι2(g). Στο σχήμα που ακολουθεί εμφανίζεται η μεταβολή στα mol του Ι2 σε σχέση με το χρόνο σε δύο διαφορετικές θερμοκρασίες T1 και T2 (Τ1 > Τ2).

α) Να εξηγήσετε αν αντίδραση διάσπασης του HI είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

β) Η σταθερά Κc της παραπάνω ισορροπίας στη θερμοκρασία Τ1 είναι ίση με 0,16. Να υπολογίσετε την αρχική ποσότητα του ΗΙ (n0) καθώς και την απόδοση της αντίδρασης.

γ) Να προσδιορίσετε τη σύσταση του μίγματος ισορροπίας στη θερμοκρασία Τ2.

δ) Στο μίγμα ισορροπίας στη θερμοκρασία Τ2 εισάγουμε στο δοχείο επιπλέον 0,3 mol HI.

Να υπολογίσετε τη σύσταση του μίγματος ισορροπίας στη νέα ισορροπία.

Απ: α) εξώθερμη β) 1,8 mol α = 4/9 γ) 0,6-0,6-0,6 mol δ) 0,7-0,7-0,7 mol

Σε δοχείο μεταβλητού όγκου που έχει αρχικό όγκο V1 και σε θερμοκρασία θ1 βρίσκονται σε κατάσταση χημικής ισορροπίας 0,4 mol Α , 0,8 mol Β και 0,6 mol Γ σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: Α(g) + Β(g) ⮀ Γ(g). ΔΗ < 0. Αυξάνουμε τη θερμοκρασία σε θ2 και ταυτόχρονα μεταβάλλουμε τον όγκο του δοχείου σε V2 . Στη νέα χημική ισορροπία που αποκαθίσταται βρίσκουμε ότι η περιεκτικότητα του Γ είναι 50 % v/v.

α) Να εξετάσετε πως μεταβλήθηκε ο όγκος του δοχείου.

β) Να βρείτε τη σύσταση σε mol στη νέα θέση ισορροπίας.

Στην αρχική χημική ισορροπία προσθέτουμε 0,2 mol Α και ταυτόχρονα μεταβάλλουμε τον όγκο του δοχείου σε V3 διατηρώντας τη θερμοκρασία σταθερή και ίση με θ1. Στη τελική χημική ισορροπία που αποκαθίσταται βρίσκουμε ότι η ποσότητα του Γ παραμένει 0,6 mol.

γ) Να εξετάσετε πως μεταβλήθηκε ο όγκος του δοχείου. δ) Να βρείτε το λόγο V3/V1.

Aπ: α) μειώθηκε β) 0,2 mol Α , 0,6 mol Β και 0,8 mol Γ γ) αυξήθηκε, δ) 3/2.

Σε δοχείο σταθερού όγκου 3 L εισάγονται 5 mol CO και 2 mol Η2 και το σύστημα καταλήγει σε ισορροπία σύμφωνα με την αντίδραση CO(g) + 2H2(g) ⮀ CH3OH(g), ΔΗ = - 130 Kj (1). Αν η απόδοση της αντίδρασης (1) στους θ oC ισούται με α = 0,5, να υπολογίσετε:

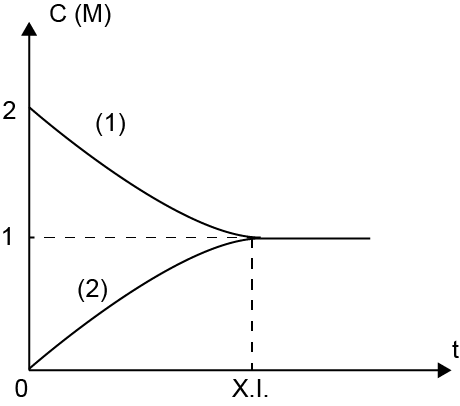
α) Τη σταθερά χημικής ισορροπίας της χημικής εξίσωσης (1).

β) Ένας μαθητής ισχυρίζεται ότι η ενέργεια που εκλύθηκε από το σύστημα μέχρι να φτάσει σε ισορροπία στο ερώτημα (α) είναι μεγαλύτερη από την ενέργεια που εκλύεται από την καύση 11,2 L ισομοριακού μείγματος CO και H2 προς CO2 και Η2Ο. Δίνονται ενθαλπίες των αντιδράσεων:

CH3OH(g) + 3/2 O2(g) → CO2(g) + 2H2O(g), ΔΗ = - 750 kJ (2)

CO(g) + ½ O2(g) → CO2(g), ΔΗ = - 280 kJ (3)

Να εξηγήσετε αν ο ισχυρισμός του μαθητή είναι σωστός. Μονάδες 5+5=10 Απ: α) 1 β) λάθος.

**** Σε κενό κλειστό δοχείο όγκου V1 = 2 lit εισάγονται ποσότητες SO3 και Ο2 και σε θερμοκρασία Τ1 αποκαθίσταται η ισορροπία:

2SO2(g) + O2(g) ⇆ 2SO3(g), ΔΗ = -100 kJ (1)

Στο διπλανό διάγραμμα παριστάνεται η μεταβολή της συγκέντρωσης δύο αερίων της αντίδρασης σε συνάρτηση με το χρόνο. Στη θερμοκρασία Τ1 η σταθερά της παραπάνω ισορροπίας είναι KC1 = 1 (M-1).

α) Να βρείτε τις αρχικές ποσότητες του SO3 και του Ο2 που εισάχθηκαν αρχικά στο δοχείο.

β) Να υπολογίσετε το ποσό θερμότητας που εκλύθηκε ή απορροφήθηκε από την έναρξη της αντίδρασης και μέχρι την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας.

γ) Στην κατάσταση ισορροπίας και χωρίς μεταβολή του όγκου του δοχείου προσθέτουμε 1 mol SO2 και 1 mol SO3 και μεταβάλλουμε τη θερμοκρασία σε T2 οπότε αποκαθίσταται νέα ισορροπία. Μέχρι την αποκατάσταση της νέας ισορροπίας εκλύεται στο περιβάλλον θερμότητα ίση με 25 kJ.

i) Να εξηγήσετε προς τα που μετατοπίστηκε η θέση της χημικής ισορροπίας προς την αποκατάσταση της νέας ισορροπίας και

ii) Να εξηγήσετε πρώτα αν οι προσθήκες 1 mol SO2 και 1 mol SO3 μπορούν να μετατοπίσουν την ισορροπία και μετά να βρείτε αν η θερμοκρασία Τ2 είναι μικρότερη ή μεγαλύτερη από τη θερμοκρασία Τ1.

δ) Να βρείτε τις ποσότητες σε mol όλων των ενώσεων στη Χ. ισορροπία της θερμοκρασίας Τ2.

Απ: α) 4 mol SO3 – 1 mol Ο2 β) απορρ. 100 kJ γ) δεξιά Τ2 < Τ1 δ) 2,5 – 1,75 – 3,5 mol

Το ιώδιο (Ι2) έχει μικρή διαλυτότητα στο νερό (H2O), αλλά πολύ μεγάλη διαλυτότητα στον οργανικό διαλύτη τετραχλωράνθρακα (CCl4). Η αντίδραση κατανομής του ιωδίου μεταξύ των δύο αυτών φάσεων είναι: Ι2(H2O) ⇌ Ι2(CCl4) με Κc = 72. Δίνεται Mr I2 = 254.

Ένας μαθητής Λυκείου πρόσθεσε 0,2 lit CCl4 σε δοχείο με 0,6 lit υδατικού διαλύματος που περιέχει 63,5 mgr διαλυμένου ιωδίου Ι2. Ο μαθητής ανακίνησε καλά το δοχείο και οι δύο φάσεις (H2O & CCl4) που προέκυψαν αφέθηκαν να διαχωριστούν πλήρως , οπότε ένα μέρος του Ι2 διαλύθηκε στον CCl4 και το υπόλοιπο έμεινε στο νερό. Το H2O με τον CCl4 δεν αναμιγνύονται.

Να υπολογίσετε το % ποσοστό του ιωδίου που παρέμεινε στην υδατική φάση. Απ: 4 %

**ΑΣΚΗΣΗ ΜΕ ΔΥΟ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ.** Σε δοχείο όγκου 10 lit εισάγονται 1 mol αερίου Α, 1mol αερίου Δ και περίσσεια στερεού Β οπότε αποκαθίστανται σε θ οC οι ισορροπίες:

A(g) + B(s) ⮀ Γ(g) με ΚC1 = 1/3 και 2 Γ(g) + Δ(g) ⮀ E(g). με ΚC2

Αν το γραμμομοριακό κλάσμα του Ε στο αέριο μείγμα ισορροπίας είναι 1/18 να υπολογιστούν: α) Η σταθερά ΚC2 για την δεύτερη ισορροπία και

β) Τα mol όλων των σωμάτων σε ισορροπία. Απ: α) 277,7 β) 0,6 , 0,2 , 0,9 , 0,1 mol

**ΠΑΝ 2021.** Η αμμωνία (NH3 ) είναι ένα σπουδαίο βιομηχανικό αέριο με πολλές χρήσεις. Ισομοριακό αέριο μίγμα Ν2 και Η2 εισάγεται σε θερμαινόμενο σωλήνα θερμοκρασίας θ oC παρουσία καταλύτη, οπότε συντίθεται η αμμωνία ΝΗ3, σύμφωνα με την παρακάτω χημική εξίσωση: Ν2(g) + 3Η2(g) ⇆ 2ΝΗ3(g),

Το εξερχόμενο αέριο μίγμα εισάγεται σε δοχείο όγκου V1 και η σύστασή του παραμένει σταθερή.

Δ1) Αν το μίγμα περιέχει 20% v/v NH3 , να βρείτε την απόδοση της αντίδρασης που πραγματοποιήθηκε.

Δ2) Τα συνολικά mol των αερίων στο δοχείο είναι 10 και η πιο πάνω αντίδραση έχει Κc = 20/27 στους θ oC. Να υπολογίσετε τον όγκο V1 του δοχείου.

Δ3) Ένα από τα παραπροϊόντα της βιομηχανικής παρασκευής της αμμωνίας (NH3 ) είναι το διοξείδιο του άνθρακα CO2 , το οποίο χρησιμοποιείται για την παραγωγή ανθρακικού ασβεστίου CaCO3. Σε δοχείο σταθερού όγκου V2 = 1 L εισάγονται 2 mol CaCO3. Το δοχείο θερμαίνεται στους θ oC, οπότε το CaCO3 διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: CaCO3(s) ⇆ CaO(s) + CO2(g).

Ο μέγιστος ρυθμός μεταβολής συγκέντρωσης του CO2 είναι υ = 0,4 Μ/min και ο βαθμός διάσπασης του CaCO3(s) είναι 0,5. Αν οι αντιδράσεις και προς τις δύο κατευθύνσεις της χημικής ισορροπίας είναι στοιχειώδεις (απλές) τότε:

α) να γράψετε τον νόμο ταχύτητας υ1 της αντίδρασης διάσπασης του CaCO3(s) (μονάδες 2), καθώς και τον νόμο της αντίθετης αντίδρασης υ2 (μονάδες 2).

β) να υπολογίσετε τις τιμές και τις μονάδες των σταθερών ταχύτητας k1 και k2 (μονάδες 4).

γ) να υπολογίσετε τα mol του CO2 που πρέπει να αφαιρεθούν από το δοχείο, ώστε η πίεση σε αυτό να υποδιπλασιαστεί υπό σταθερή θερμοκρασία (μονάδες 5). (Μονάδες 6+6+13=25)

Απ: Δ1) 50% Δ2) 5 lit Δ3) υ1 = k1 , υ2 = k2 [CO2] , k1 = 0,4 Μ/min και k2 = 0,4 min-1 , 1,5 mol

**Σχετικές ατομικές μάζες Ar στοιχείων.**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Α/Α** | **ΣΤΟΙΧΕΙΟ** | **ΣΥΜΒΟΛΟ** | **Αr** | **Α/Α** | **ΣΤΟΙΧΕΙΟ** | **ΣΥΜΒΟΛΟ** | **Αr** |
| 1 | Άζωτο | Ν | 14 | 15 | Ψευδάργυρος | Zn | 65 |
| 2 | Άνθρακας | C | 12 | 16 | Νάτριο | Na | 23 |
| 3 | Αργίλιο | Al | 27 | 17 | Νικέλιο | Ni | 59 |
| 4 | Άργυρος | Ag | 108 | 18 | Οξυγόνο | O | 16 |
| 5 | Ασβέστιο | Ca | 40 | 19 | Πυρίτιο | Si | 28 |
| 6 | Βάριο | Bα | 137 | 20 | Σίδηρος | Fe | 56 |
| 7 | Βρώμιο | Br | 80 | 21 | Υδράργυρος | Hg | 201 |
| 8 | Θειο | S | 32 | 22 | Υδρογόνο | H | 1 |
| 9 | Ιώδιο | I | 127 | 23 | Φθόριο | F | 19 |
| 10 | Κάλιο | K | 39 | 24 | Φώσφορος | P | 31 |
| 11 | Κασσίτερος | Sn | 119 | 25 | Χαλκός | Cu | 63,5 |
| 12 | Μαγγάνιο | Mn | 55 | 26 | Χλώριο | Cl | 35,5 |
| 13 | Μαγνήσιο | Mg | 24 | 27 | Χρώμιο | Cr | 52 |
| 14 | Μόλυβδος | Pb | 207 |  |  |  |  |